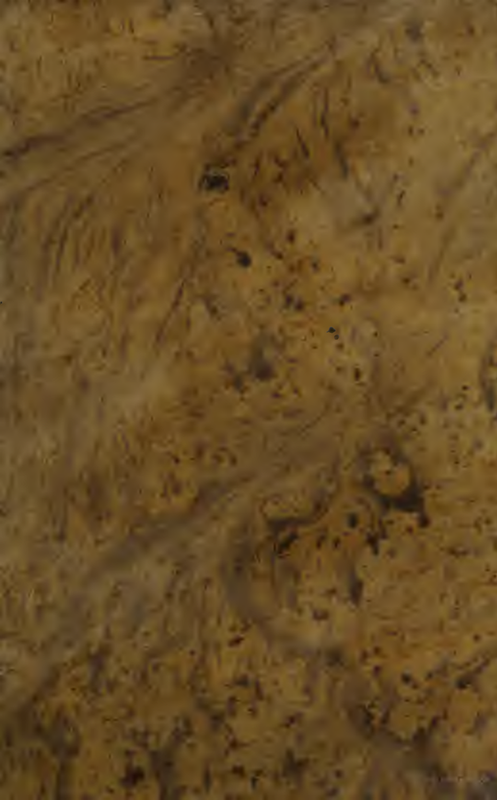


ÉLÉMENS

DE

CHIMIE EXPÉRIMENTALE.



ÉLÉMENS
DE
CHIMIE EXPÉRIMENTALE,

PAR M. WILLIAM HENRY,

DOCTEUR EN MÉDECINE, ASSOCIÉ DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE LONDRES, MÉDECIN DE L'HÔPITAL DE MANCHESTER, etc. etc.

TRADUIT DE L'ANGLOIS

Sur la sixième Edition, dédiée à M. DALTON,

PAR H. F. GAULTIER-CLAUBRY,

BACHELIER ÈS-LETTRES, EX-ÉLÈVE DES HÔPITAUX CIVILS DE PARIS.

TOME DEUXIEME.



A PARIS,
CHEZ MAGIMEL, LIBRAIRE POUR L'ART MILITAIRE,
RUE DE THIONVILLE N° 9.

1812.



TABLE
DES MATIERES

CONTENUES DANS LE DEUXIÈME VOLUME.

SUITE DE LA PREMIÈRE PARTIE.

CHAP. XVIII. DES PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES DES MÉTAUX. Pag. 1

Composés des métaux avec l'hydrogène. 20
Sulfures métalliques. 23
Phosphures. 26
Carbures. 27
Alliages. *ibid.*
Classification des métaux. 31

CLASSE I. Métaux malléables. 32

SECT. I. Or. *ibid.*
II. Platine. 39
III. Argent. 43
IV. Mercure. 50
V. Rhodium et Palladium. 57
VI. Iridium et Osmium. 62
VII. Cuivre. 66
VIII. Fer. 73
IX. Nickel. 90
X. Etain. 93
XI. Plomb. 98
XII. Zinc. 105

CLASSE II. Métaux cassans et facilement fusibles. 108

SECT. XIII. Bismuth. *ibid.*
XIV. Antimoine. 110
XV. Tellure. 114



Sect. XVI. Arsenic. Pag. 116
Classe III. Métaux cassans et difficilement fusibles. 120
Sect. XVII. Cobalt. ibid.
XVIII. Manganèse. 124
XIX. Chrome. 127
XX. Molybdène. 128
XXI. Urane. 130
XXII. Tungstène. 131
Classe IV. Métaux réfractaires. 133
Sect. XXIII. Titane. ibid.
XXIV. Columbium et Tantalium. 135
XXV. Cérium. 138
Chap. XIX. Substances végétales. 140
Sect. I. Extrait végétal. 144
II. Mucilage ou gomme. 147
III. Gelée végétale. 150
IV. Sucre et acide oxalique. 151
Art. I. Sucre. ibid.
II. Acide oxalique. 156
Sect. V. Acides végétaux et acidules. 161
Art. I. Acide citrique. ibid.
II. Acide gallique. 165
III. Acide malique. 168
IV. Acide tartarique et ses combinaisons. 169
V. Acide benzoïque. 175
VI. Acide oxalique. 176
VII. Acide moroxilique. ibid.
VIII. Acide laccique. ibid.
IX. Acide phosphorique. 177
X. Acide prussique. ibid.
Sect. VI. Huiles fixes. ibid.
VII. Huiles volatiles ou essentielles. 182
VIII. Résines. 185
IX. Farine ou fécule. 187
X. Gluten. 190
XI. Caoutchouc ou gomme élastique. 192

SECT. XII. Fibre végétale. Pag. 194
XIII. Matières colorantes. 196
XIV. Tan, tannin et principe tannant. 202
XV. Cire. 209
XVI. Principe amer. 212
XVII. Principe narcotique. 215
XVIII. Suber et son acide. 216
XIX. Bitume. 218
XX. Des principes végétaux de l'asperge, de l'orme et de l'élécampe. 224
CHAP. XX. PRODUITS DE LA DÉCOMPOSITION SPONTANÉE DES SUBSTANCES VÉGÉTALES. 227
SECT. I. Fermentation vineuse. ibid.
II. Alcool. 230
III. Ether. 238
IV. Acides acétique et acéteux. 247
CHAP. XXI. SUBSTANCES ANIMALES. 256
SECT. I. Gelée animale ou gélatine. 259
II. Albumine. 263
III. Mucus. 269
IV. Fibrine ou gluten animal. 272
V. Urée. 275
VI. Résines animales. 279
VII. Sucre animal. 280
VIII. Huiles animales. 281
Spermacéti. ibid
Adipocire. 282
Gras. 283
IX. Acides animaux. 284
Acide urique ou lithique. ibid.
— Rosacique. 285
— Amniotique. 286
— Lactique. 287
— Saccolactique. ibid.
— Sébacique. 288

Sect. IX. Acide prussique. Pag. 290
Acide zoonique. 293
Chap. XXII. Des produits des animaux les plus composés. 294
Sect. I. Du sang. — Respiration, etc. *ibid.*
II. Des sécrétions qui servent à la digestion. 303
Salive. *ibid.*
Suc gastrique. 305
Suc pancréatique. 306
Bile. 307
Calculs biliaires. 312
III. Du lait. 314
IV. Du mucus du nez, des larmes, des humeurs de l'œil, et des liqueurs de la surface et des cavités de cet organe. 319
V. De l'urine et des calculs urinaires. 323
VI. Os, écailles, croûtes et cornes. 339
VII. Muscles, membranes, tendons, ligamens. 344
VIII. Des couvertures molles des animaux, c'est-à-dire, des ongles, des écailles, de la peau, des poils, des plumes et de la laine. 346
IX. De la substance cérébrale. 349

SECONDE PARTIE.

De l'examen des eaux minérales et des corps minéraux en général.

Chap. Ier. Analyse des eaux minérales. 352
Sect. I. Examen des eaux minérales par les réactifs. 354
I. Infusion de litmus, sirop de violettes, etc. 355
II. Infusion de litmus rougie par le vinaigre.

— Teinture spiritueuse de bois de Brésil.
— Teinture de Turmeric, et papier teint avec chacune de ces trois substances. — Sirop de violettes. Pag. 357
III. Teinture de noix de galle. 358
IV. Acide sulfurique. 359
V. Acides nitrique et nitreux. *ibid.*
VI. Acide oxalique et oxalates. 360
VII. Alcalis purs et carbonatés. 361
VIII. Eau de chaux. 362
IX. Barite pure, et sa solution dans l'eau. 363
X. Métaux. *ibid.*
XI. Sulfate de fer. 364
XII. Sulfate, nitrate et acétate d'argent. *ibid.*
XIII. Nitrate et acétate de plomb. 366
XIV. Nitrate de mercure préparé avec ou sans la chaleur. 367
XV. Muriate, nitrate et acétate de barite. 368
XVI. Prussiates de potasse et de chaux. 369
XVII. Succinate de soude et de potasse. 37[illegible]
XVIII. Phosphate de soude. 373
XIX. Muriate de chaux. *ibid.*
XX. Solution de savon dans l'alcool. 374
XXI. Alcool. *ibid.*
XXII. Hydro-sulfure d'ammoniaque. 375
Table présentant les substances que l'on peut soupçonner dans les eaux minérales, et moyens de les découvrir. *ibid.*
Sect. II. Analyse des eaux par évaporation. 377
Chap. II. Examen des minéraux. 385
Sect. I. Règles générales. *ibid.*
II. Méthodes pour examiner un minéral dont la composition est inconnue. 388
III. Examen des sels. 390
IV. Examen des terres et des pierres. 393
Table des substances que l'on peut soupçonner dans les terres et les pierres, et renvois aux moyens pour les séparer les uns des autres. 412

Sect. V. Analyse des fossiles inflammables. 413
VI. Analyse des mines métalliques. 415
VII. Analyse des mines par la voie sèche. 424

TROISIEME PARTIE.

Application de la Chimie à quelques objets d'utilité générale.

Chap. Ier. Méthode pour découvrir les poisons. 427
Sect. I. Moyens de découvrir l'arsenic. 428
II. Moyens de découvrir le sublimé corrosif. 434
III. Moyens de découvrir le cuivre et le plomb. 435
Chap. II. Des différens moyens a employer pour reconnoître la pureté des préparations chimiques dont on fait usage, soit en médecine, soit en d'autres arts. 439
III. De l'application des réactifs a l'examen des matières premières employées par différens manufacturiers. 468
IV. Application des réactifs a quelques objets d'agriculture. 479
Sect. I. Chaux. ibid.
II. Analyse des marnes. 483
III. Analyse des terrains. 484
Chap. V. Usages divers des réactifs chimiques. 507
§. I. Pour enlever les taches d'encre. ibid.
II. Pour enlever les taches de fer. 508
III. Pour enlever les taches de fruit et de vin. 509
IV. Pour enlever les taches de graisse. ibid.

Ier. APPENDICE.

Des découvertes récentes en Chimie.

I. Sur l'ammoniaque. — Sa formation avec le charbon et la perlasse. — Présence de l'oxigène dans l'ammoniaque. — Amalgame de mercure et d'ammonium. Pag. 511

II. Nature du nitrogène et de l'hydrogène. 515

III. Nature du potassium et du sodium. 517

IV. Composés de tellure et d'autres métaux avec l'hydrogène. 521

V. Nature du soufre et du phosphore, et leur combinaisons avec l'hydrogène. 523

VI. Elémens du nouveau système de philosophie chimique de M. Dalton. 525

VII. Proportions des élémens de quelques combinaisons. 528

VIII. Sur la combustion de différentes espèces de charbon. — Proportion de l'oxigène et du carbone dans l'acide carbonique, et combustion du gaz hydrogène. 530

IX. Sur la tenacité des métaux ductiles. 533

X. Propriétés du nickel. 534

Expériences récentes de M. Davy sur l'acide oxi-muriatique, le phosphore et le soufre. 535

IIe. APPENDICE.

Consistant en diverses Tables utiles.

I. Correspondance entre les poids et mesures d'Angleterre, et ceux des autres pays. 539
1. Poids et mesures d'Angleterre. *ibid.*
2. Poids d'Allemagne. 540
3. Poids Flamands. *ibid.*
4. Poids et mesures de Suède. *ibid.*
5. Poids et mesures de France avant la révolution. 541
6. Comparaison entre les grains françois et anglois. 545
7. Comparaison entre les pouces cubes françois et anglois. 546
8. Nouveaux poids et nouvelles mesures de France. 547
9. Onces-mesures du docteur Priestley, réduites en pouces cubes. 548
10. Poids absolus et pesanteurs spécifiques des gaz, et quantités de chacun absorbées par l'eau. 549
11. Pesanteur spécifique des divers gaz simples et composés. 550
12. Proportions de plusieurs composés dont les élémens sont gazeux. 551
13. Règles pour réduire le volume d'un gaz à une hauteur moyenne du baromètre, et à une moyenne de température. *ibid.*
14. Pesanteurs spécifiques des substances solides et liquides. 554
15. Règles pour calculer le poids absolu, d'après la pesanteur spécifique des corps. 556
16. Table pour réduire les degrés de l'hydromètre de Baumé à l'étalon commun. 558
17. Table de la pesanteur spécifique des mélanges d'alcool et d'eau. 559

18. Table des quantités d'acide sulfurique réel dans l'acide de différentes densités. 560
19. Table de la quantité d'ammoniaque pure dans les solutions de diverses pesanteurs spécifiques. 561

II. MESURES DES EFFETS DE LA CHALEUR. *ibid.*

1. Correspondance entre les différens thermomètres. *ibid.*
2. Table des effets de la chaleur. 564
3. Table de la force de la vapeur à différentes températures. 567-568
4. Expansion de l'air par la chaleur. 571
5. Expansion de divers liquides par la chaleur. 572
6. Expansion de l'eau par la chaleur. *ibid.*
7. Expansion des solides par la chaleur. 573
8. Tables de mélanges frigorifiques. 574
9. Chaleurs spécifiques ou capacité des corps. 577
10. Chaleurs spécifiques des corps, comparées par rapport aux volumes et aux poids. 580

III. 1. Solubilité de diverses substances dans l'eau. 581
2. Solubilité des diverses substances dans l'alcool. 584
3. Composition des sels. 586
4. Sels incompatibles. 588
5. Quantités d'acide réel prises par les alcalis et les terres. *ibid.*
6. Quantités d'alcalis et de terres prises par les acides. 589
7. Quantités de bases requises pour la saturation des acides. *ibid.*

IV. 1. Table présentant quelques propriétés des métaux. 590
2. Couleurs des précipités des solutions métalliques. 593
3. Maximum de l'oxigène que prennent certaines substances. 596

V. Table d'affinité simples. 597

Table de réduction des mesures et poids d'Angleterre, aux mesures et poids de France. 601

1. Valeurs en lignes de France et en millimètres, de la ligne d'Angleterre, de son carré, de son cube, et de leurs multiples par 1, 2. . . . 9. 603
2. Valeur métrique du pouce anglois, de son carré et de son cube. 604
3. Valeur métrique du pied anglois, de son carré et de son cube. 605
4. Valeur du grain troy. 606
5. Valeur du grain poids de marc, ou grain françois. 608
6. Valeur de l'once troy (= 480 *grains troy*). 609
7. Valeur, en grammes, de la livre ou *pound* troy (= 12 *onces troy* = 5760 *grains troy*). 610
8. Valeur, en grammes, de la livre *avoirdupoize* ou *avoirdupois*, et de ses divisions. 611
9. Valeur du kilogramme en livres *avoirdupoize* (Le kilogramme = 15444,000335 grains troy). 612
10. Rapport du *pint* (de vin) au litre. 613
11. Comparaison du thermomètre de Fahrenheit, avec le thermomètre de Réaumur et le thermomètre centigrade; à partir de — 13° Fahrenheit = — 25° centigrades = — 20° Réaumur. 614

ADDITIONS.

Acide muriatique et acide muriatique oxigéné. 617
Acide muriatique sur-oxigéné. 620
Acide sulfurique. 622
Acide sulfureux. 623
Affinité. 624
Affinité élective. *ibid.*

Ammonium. 625
Calorique. 626
Capacité des gaz pour le calorique. 627
Cantharides. 629
Cartilage. 630
Congélation. 631
Eau. 632
Fongine. *ibid.*
Gaz. Gaz nouveau. *ibid.*
Gaz oléfiant. 634
Gommes résines. *ibid.*
Mucilage. 636
Phosphore. *ibid.*
Picrotoxine. 638
Polychroïte. 640
Potassium et Sodium. 641
Poudre à canon. 643
Examen des gaz. 649
Précipitation. Précipitation de l'argent par le cuivre. 650

Table alphabétique et raisonnée des matières. 651

FIN DE LA TABLE.

ERRATA.

Pag. 31, ligne 25, tridium, *lisez* : iridium.

52, 12, 360 ; *lisez* : 360°.

63, 4, attractive ; *lisez* : alternative.

90, 1, qu'il ; *lisez* : qu'elle.

2, le ; *lisez* : la.

92, 22, nos solutions ; *lisez* : une solution.

96, 17, distillant ; *lisez* : mélant.

133, 13, Gurgor ; *lisez* : Gregor.

157, 4, Thompson ; *lisez* : Thomson.

200, 19, fustec ; *lisez* fustet.

206, 6, clemi ; *lisez* : elemi.

270, 17, pendant ; *lisez* : cependant.

288, 7, cutiale ; *lisez* : cuticule.

343, 32, échines ; *lisez* : oursins.

429, 24, sulfure ; *lisez* soufre.

456, 17, Howord ; *lisez* : Howard.

475, 1, lavez ; *isez* : levez.

480, 22, taille ; *lisez* : formé.

504, 8, et peut être ; *lisez* : et est peut-être.

572, 1, du liquide ; *lisez* : des liquides.

ÉLÉMENS

DE

CHIMIE EXPÉRIMENTALE.

SUITE DE LA PREMIERE PARTIE.

CHAPITRE XVIII.

Des propriétés générales des Métaux.

Les métaux composent une classe de corps, qui ne sont pas moins intéressans pour leur application aux arts, que pour les faits qu'ils fournissent aux principes généraux de la science chimique. Les anciens ne connoissoient pas plus de sept ou huit métaux, mais les découvertes faites dans le dernier siècle, ont augmentée cette classe de vingt autres espèces. Les substances suivantes, auxquelles on peut ajouter les bases nouvellement découvertes des alcalis et des terres, paroissent avoir des propriétés assez caractéristiques pour être considérées comme des métaux.

1. Or.
2. Platine.
3. Argent.
4. Mercure.
5. Rhodium.
6. Palladium.
7. Iridium.
8. Osmium.
9. Cuivre.
10. Fer.
11. Nickel.
12. Etain.
13. Plomb.
14. Zinc.
15. Bismuth.
16. Antimoine.
17. Tellure.
18. Arsenic.
19. Cobalt.
20. Manganèse.
21. Chrome.
22. Molybdène.
23. Urane.
24. Tungstène.
25. Titane.
26. Columbium.
27. Cerium.

Il n'est pas facile d'offrir une description générale d'une classe qui comprend tant d'individus, mais on verra que chacun d'eux est caractérisé par une ou plusieurs des propriétés suivantes :

1. A l'exception des bases récemment découvertes des alcalis et des terres, ils se distinguent par une grande pesanteur spécifique ; le plus léger de tous les métaux (le tellure) est beaucoup plus pesant que la plus lourde de toutes les terres. Ce sont peut être les seuls corps dont la pesanteur spécifique se trouve affectée par les moyens mécaniques, ou en d'autres termes, leurs parties peuvent être rapprochées d'une manière permanente, par une pression mécanique. C'est en conséquence de cette propriété, que plusieurs métaux éprouvent un changement considérable de pesanteur spécifique, par les opérations mécaniques du laminage, du martelage, etc.

2. Ils sont opaques, au moins dans l'état où ils se présentent généralement à nos observations. L'or cependant, réduit en feuilles de 0,00025 millimètres d'épaisseur, transmet une foible lumière verdâtre, quand on place ces feuilles entre l'œil et la lumière directe du soleil.

3. Ils ont différens degrés d'éclat, et cette propriété qui leur est particulière a été appelée par les minéralogistes, *brillant métallique*, et donnée comme un point de comparaison, dans la description des autres minéraux. Quelques-uns des métaux possèdent cette propriété dans un degré si remarquable, qu'on les emploie pour ornement. L'acier poli surpasse tous les métaux par la beauté de son éclat ; mais quelques autres métaux

(comme le cobalt et le nickel) paroissent n'en être susceptibles que dans un degré très-foible.

4. Les métaux sont d'excellens réfléchisseurs, non-seulement de la lumière, mais du calorique; et d'après cela ce sont les meilleurs pour former les miroirs ardens. D'après les expériences de M. Leslie, il paroît que les métaux possèdent cette propriété dans l'ordre suivant, le nombre le plus élevé marquant le pouvoir réfléchissant le plus grand.

Cuivre	100
Argent	90
Etain en feuilles	85
Bloc d'Etain poli	80
Acier	70
Plomb	50
Feuilles d'Etain ramollies par le mercure	50

En général M. Leslie a trouvé que le pouvoir réfléchissant, est proportionnel au degré de poli, et qu'il est diminué par tout ce qui peut altérer le poli. Par exemple, un réfléchisseur d'étain perd neuf dixièmes de son pouvoir réfléchissant, en le frottant avec du sable.

5. Les corps métalliques sont les meilleurs conducteurs de l'électricité. Leur propriété d'électromotion a été décrite plus haut dans le chapitre de l'action chimique, de l'électricité et du galvanisme.

6. Ils sont aussi excellens conducteurs du calorique.

7. Une des propriétés les plus utiles des métaux est leur *malléabilité* ou la capacité qu'ils ont de s'étendre sous le marteau. A cet égard, l'or l'emporte sur tous les autres. Les feuilles d'or que l'on vend dans

le commerce, sont si minces, que moins de 323 milligr. couvrent une surface d'environ 1338 millimètres carrés, et l'épaisseur de chaque feuille n'excède pas 0,280 millimètres. Cependant tous les métaux ne sont pas malléables. L'or, le platine, l'argent, le palladium, le mercure (dans l'état de congélation), le cuivre, le fer, le plomb, l'étain, le zinc et le nickel (1), sont les seuls métaux qui possèdent cette propriété. Les autres par rapport à leur fragilité, furent appelés par les anciens *demi-métaux*. Mais comme dans ces métaux même, on peut observer une diminution progressive de malléabilité, cette distinction quoique existante dans le langage commun, a été rejetée des systèmes chimique et minéralogique.

8. Tous les métaux que nous avons dit être malléables (peut-être à l'exception du nickel), sont aussi *ductiles*, ou peuvent être tirés à la filière. Sous ce rapport, l'or l'emporte encore sur les autres métaux, car il peut être tiré en fils aussi minces que les cheveux.

9. Des fils du même diamètre, mais de différens métaux, sont susceptibles de supporter des poids différens. Cet effet provient de leur *tenacité*, que l'on estime en augmentant graduellement le poids, jusqu'à ce que le fil casse. D'après les expériences du comte de Sickingen, des fils de 3 millimètres de diamètre peuvent supporter sans se rompre les poids suivans.

(1) Sur l'autorité de Richter.

Un fil de Fer supporte	319,542	kilogrammes.
— Cuivre......	132,867	
— Platine.....	128,694	
— Argent.....	103,034	
— Or.........	86,470	

La tenacité de l'étain est de beaucoup inférieure à celle de l'or, et même aucun des métaux n'a moins de tenacité que celui-là.

10. Quelques-uns des métaux malléables et ductiles, possèdent aussi un grand degré *d'élasticité.* Cette propriété permet de les appliquer à faire des ressorts. L'acier et le fer sont sous ce rapport supérieurs à tous les autres métaux.

Les métaux qui ont des propriétés analogues sous le rapport des caractères physiques, se ressemblent aussi par leurs propriétés chimiques. Il est bon d'établir quelques-unes de ces ressemblances, pour éviter des répétitions inutiles.

Les métaux, autant que nous les connoissons jusqu'à présent, sont des corps simples ou élémentaires, et doivent être rangés dans la classe des combustibles simples. On les a considérés autrefois, mais sans certitude suffisante, comme composés d'une base combustible, particulière à chaque métal, unie avec le principe général de l'inflammabilité, connu alors sous le nom de *Phlogistique.* Quand les métaux sont exposés à une forte chaleur, le premier changement qui arrive, est qu'ils se fondent ou entrent en fusion. Cet effet a lieu dans les différens métaux, à des températures différentes. Quelques-uns se fondent à la température de l'eau bouillante, et se convertissent en vapeurs à une chaleur beaucoup

au-dessous du rouge; tandis que d'autres exigent une chaleur très-intense pour leur fusion. Par une élévation suffisante de température, il est probable cependant, qu'ils seroient tous volatilisés ; on a vu depuis peu le platine lui-même, qui ne se fond qu'à 170° de Wedgwood, bouillir quand on le place dans le foyer d'une lentille ardente très-puissante (1). Quelques métaux n'éprouvent pas de changemens par l'application de la chaleur à l'air libre, et ils reviennent en refroidissant, à leur premier état. Mais il y en a d'autres qui souffrent un changement remarquable. Leur cohésion, leur lustre, leur malléabilité, et toutes les propriétés que nous avons décrites comme les caractérisant, sont détruites. Quoique leur poids *absolu* soit augmenté, ils deviennent *spécifiquement* plus légers, et ils se distinguent par de nouvelles propriétés, qu'avant cette circonstance, l'on n'observoit pas dans les métaux eux-mêmes.

Ces changemens ont été expliqués de différentes manières, aux différentes périodes de la science chimique. Dans la théorie du phlogistique, on les expliquoit en disant que les métaux, pendant leur exposition à l'air, à une haute température, abandonnoient leur phlogistique, que l'on supposoit s'unir avec l'air et le rendre *phlogistiqué*, et conséquemment incapable de soutenir la combustion des corps inflammables. Cependant cette hypothèse dut être abandonnée du moment que l'on prouva que les métaux, loin de perdre de leur poids, devenoient plus pesans après l'opération, et quelques tentatives que l'on ait faites depuis, en modifiant la théorie, pour rendre raison de ce fait, on

(1) *Annales de chimie*, LXIX, pag. 920.

e peut en considérer aucune comme ayant eu un succès arfait.

La théorie la plus généralement admise, comme exliquant le mieux le phénomène dont nous parlons, uoique suggérée par les découvertes précédentes, a é réduite par Lavoisier, à une forme systématique. es métaux, d'après les idées de ce savant distingué, rouvent le changement dont nous avons parlé ciessus, en conséquence de l'absorption de l'oxigène de ir. Et d'après cela, tandis que les corps métalliques eviennent plus pesans, l'air dans lequel cette opéraon s'exécute, doit éprouver une diminution de poids oportionnée. Ce fait peut être démontré, et même une manière plus satisfaisante, si on emploie le gaz igène, au lieu d'air atmosphérique. Une certaine iantité de gaz (et même la totalité, si l'on opère dans s circonstances favorables) disparoît, et on trouve ie l'augmentation de poids du métal, est préciséent égale au poids du gaz qui a été condensé. Dans ielque cas, nous pouvons même aller plus loin, et parer l'oxigène du métal, par la simple application la chaleur, l'oxigène reprenant son état de gaz, et le ital revenant à l'état métallique. Il est difficile de rendre mpte d'une manière plus satisfaisante de la nature du angement qui a lieu, et l'on doit alors admettre comme e vérité établie, que les métaux perdent leur propriété étallique, en conséquence de leur combinaison avec xigène. Ce procédé a été appelé par Lavoisier *oxidation*, le produit un *oxide*.

Les phénomènes et les produits que fournissent l'oxition des métaux, ne sont pas les mêmes dans tous les

cas ; ils diffèrent considérablement par rapport aux divers métaux.

1. Quelques-uns des métaux s'oxident par leur simple exposition à l'air atmosphérique, à la tempétature ordinaire, et même dans l'air qui a été privé de son eau hygrométrique. L'arsenic, le manganèse, et les nouveaux métaux découverts par M. Davy, sont peut-être les seuls auxquels on accorde cette propriété. D'autres comme le plomb et le cuivre changent aussi par l'action de l'air, mais extrêmement lentement, et ils ne peuvent le faire sans l'aide de l'humidité.

2. D'autres métaux éprouvent ce changement, mais par une élévation considérable de température. Le fer, le zinc, le cuivre, l'étain, etc., chauffés au rouge, perdent leur brillant métallique, et se convertissent promptement en oxides, dont la couleur varie selon les métaux dont on les a obtenus. Dans quelques cas, cette opération est accompagnée d'un dégagement de lumière et de chaleur si vifs, qu'il produit une inflammation. Cet effet a lieu principalement avec quelques-uns des métaux volatils. L'arsenic et le zinc, par exemple, projetés dans un creuset rouge, produisent une lumière brillante. Dans d'autres métaux, l'opération n'est accompagnée d'aucun phénomène remarquable, et l'on s'aperçoit qu'elle a eu lieu, seulement par les produits que l'on obtient.

3. A l'exception du mercure, les métaux qu'on a nommés parfaits (comprenant aussi l'or, le platine, l'argent, le palladium), ne s'oxident pas, même par les opérations combinées de l'air et de l'élévation de la température. L'or, l'argent, et d'autres métaux de cette classe, peuvent

être gardés plusieurs jours en fusion, sans éprouver aucun changement. On prouve cependant qu'ils ont de l'affinité pour l'oxigène, et sont même susceptibles de l'enlever à l'air atmosphérique, par l'effet d'une batterie électrique ou galvanique. La première disperse en fumée et oxide en même temps les fils des métaux parfaits, et en faisant passer une forte décharge au travers des métaux parfaits réduits en feuilles minces, le métal brule avec un grand éclat.

4. Tous les métaux qui s'oxident facilement à l'air atmosphérique, passent plus facilement au même état dans le gaz oxigène. Dans quelques cas, un métal qui éprouve ce changement lentement et d'une manière invisible par l'action de l'air, prend feu dans le gaz oxigène, et brûle avec une flamme éclatante. Cette remarque s'applique au fer, car on a vu ci-dessus qu'un fil de ce métal est entièrement consumé dans le gaz oxigène.

Ce sont les cas les plus simples des oxidations métalliques. Pour que le changement que nous avons décrit s'exécute, il est seulement nécessaire qu'il existe une plus forte affinité entre l'oxigène et le métal qu'entre l'oxigène et la lumière (peut-être l'électricité) qui constituent le gaz. Dans d'autres cas, les phénomènes sont compliqués, et le métal attire l'oxigène en décomposant quelques autres composés. Les plus importantes de ces sources, sont l'eau, les acides et les oxides, ou les composés contenant une ou plusieurs de ces substances.

I. L'eau ne cede son oxigène qu'aux métaux qui ont une forte affinité pour cette base, et, généralement parlant, à ceux qui décomposent le plus parfaitement l'air atmosphérique. Les métaux nouvellement découverts

par M. Davy la décomposent avec tant de rapidité, qu'il se produit une inflammation ; mais, en général, ce changement est lent à la température ordinaire. Par exemple, de la limaille de fer humectée et placée dans une cloche renversée sur le mercure, s'oxide graduellement, et dégage du gaz hydrogène; mais l'eau, mise en contact avec le fer rouge, est décomposée, et le gaz hydrogène produit en grande quantité.

II. Tous les acides dans lesquels on a prouvé la présence de l'oxigène, et principalement ceux que le docteur Thomson a appelés *Soutiens de combustion,* et les sels neutres qui en contiennent, sont de bons agens pour oxider les métaux. En général, moins est forte l'affinité de la base de l'acide pour l'oxigène, plus le métal est promptement oxidé. Les acides que l'on n'a pas prouvé contenir de l'oxigène (il n'y en a qu'un seul, d'après les découvertes de M. Davy, c'est-à-dire, l'acide muriatique), ont une inertie remarquable pour leur action sur les métaux, et la même inactivité s'étend aux autres acides dans lesquels l'oxigène et la base sont combinés avec une affinité très-puissante. Ainsi, l'acide sulfurique concentré à la température de l'atmosphère, attaque à peine quelques métaux, parce que l'oxigène et le soufre dont il est formé, se saturent fortement l'un et l'autre. D'un autre côté, les acides nitrique, nitro-muriatique et oxi-muriatique, dans lesquels il y a une grande quantité d'oxigène foiblement combiné, en abandonnent facilement une partie, et agissent sur les métaux avec une énergie très-considérable. Les métaux parfaits eux-mêmes sont oxidés par les deux derniers acides, et nous obtenons par là une preuve que la résistance que les métaux parfaits opposent à l'action du

z oxigène, n'est pas dû à leur manque d'affinité pour tte base, mais à la prédominance des forces opposées. Quelques-uns des acides qui ne peuvent, par leur état concentration, agir sur les métaux, acquièrent le uvoir de les oxider quand ils sont étendus d'eau. nsi les acides sulfurique et muriatique, peuvent mêler avec du fer ou du zinc sans qu'il se produise cun changement; mais en ajoutant de l'eau, le mé- disparoît, et il se dégage du gaz hydrogène en ondance. Un principe auquel on n'a pas encore trouvé xception, est qu'un métal ne peut, dans son état mé- lique, s'unir avec aucun acide. Pour qu'il puisse se dis- udre, il doit d'abord être porté à l'état d'oxide; et dans cas que nous venons de présenter, il n'y a en con- t avec le fer aucune substance capable de fournir de igène, si ce n'est l'eau. Pour donner une nou- le preuve que l'eau est, dans ce cas, la source de igène, on s'est assuré qu'il n'y avoit pas d'acide dé- nposé, mais que la même quantité existoit en combi- son avec l'oxide de fer, qui avoit été soumise à l'ex- ience.

En mesurant la quantité de gaz hydrogène dégagé is une expérience de cette nature, il n'est pas diffi- e de calculer combien le métal a acquis d'oxigène, sque 15 parties en poids de gaz hydrogène indiquent fixation dans le métal de 85 parties en poids d'oxi- ne.

Des poids égaux de différens métaux dégagent des ntités différentes de gaz hydrogène, en conséquence leur combinaison avec différentes quantités d'oxigène. r exemple, si un métal, pour devenir soluble dans ide sulfurique, exige 40 *pour cent* d'oxigène, et un

autre seulement 20 *pour cent*, le premier dégagera plus de gaz hydrogène que le second. Et aussi, le même métal en différens états peut dégager des quantités différentes d'hydrogène. Si, par exemple, le métal est préalablement un peu oxidé, il dégagera moins d'hydrogène que s'il étoit parfaitement métallique. D'après ce principe, on a trouvé les quantités réelles de métal dans plusieurs variétés de fer et d'acier, le fer le plus parfaitement métallisé dégageant le plus de gaz hydrogène.

Les phénomènes que l'on observe pendant la solution des métaux, et ceux que présente la solution de leurs oxides, sont essentiellement différens ; car la plus grande partie du métal se dissout avec effervescence, occasionnée toujours par un dégagement de gaz. Le fer, comme on l'a bien établi, donne une effervescence très-forte pendant sa solution dans l'acide sulfurique étendu ; mais l'oxide noir de ce métal est dissous, sans aucun dégagement de gaz.

III. Les métaux peuvent être oxidés par le transport de l'oxigène d'autres oxides métalliques. Ainsi, quand on distille de la limaille de fer avec de l'oxide rouge de mercure, l'oxigène passe au fer, et le mercure est revivifié ou passe à l'état métallique. De la même manière, les oxides tenus en solution dans les acides, sont décomposés en y plongeant d'autres métaux. Par exemple, quand on plonge du cuivre dans une solution de nitrate de mercure (consistant en oxide de mercure et en acide nitrique), le dernier métal est privé de son oxigène par le premier, et paroît à la surface du cuivre à l'état métallique. Le nitrate de cuivre qui est produit, est précipité par le fer, qui a pour l'oxigène une affinité plus forte que le cuivre. On peut donner une

ıle d'exemples dans lesquels le métal précipitant mpare de l'oxigène de celui qui est précipité. Dans s cas semblables, il faut avouer que les affinités comratives de l'acide pour les deux oxides, ont quelque rt dans l'effet, mais beaucoup moins que les affinités l'oxigène, considérées séparément. Le métal précié n'est jamais pur, mais contient une portion du tal qui a servi à le précipiter.

Par un examen attentif des faits de cette nature, voisier a été conduit à conclure, d'après cette anaie, la proportion d'oxigène nécessaire pour la solu1 des différens métaux : *la quantité du métal* préciant *est à celle du métal* précipité, *comme la quan- d'oxigène nécessaire pour la solution du précipité à celle nécessaire pour la solution du précipitant.* ısi, on a trouvé par expérience qu'il faut 135 grammes mercure pour précipiter 100 grammes d'argent de la solution nitrique. Il est évident alors que 135 gram. mercure exigent pour leur solution la même quand'oxigène que 100 grammes d'argent; et par conuent la quantité nécessaire pour dissoudre 100 gram. mercure, est à celle nécessaire pour dissoudre 100 mmes d'argent, comme 100 est à 135. Par une apcation de la même expérience sur d'autres métaux, voisier a formé une table des quantités d'oxigène nésaires pour la solution de tous les métaux; mais je i pas cru devoir la donner, parce que les nouvelles dévertes y ont fait apercevoir plusieurs inexactitudes.

Tels sont les principaux moyens d'effectuer l'oxidation métaux. Les divers individus de cette classe se coment, comme on l'a établi, avec différentes propor1s d'oxigène, et le même métal est susceptible de

différens degrés d'oxidation. Par exemple, le fer, uni à l'oxigène dans la proportion de 21 $\frac{1}{2}$ parties à 77 $\frac{1}{2}$ de métal, compose, d'après Thénard, un oxide *blanc;* avec 24 d'oxigène et 76 de métal, il constitue un oxide *noir*, et avec 31 parties d'oxigène et 79 de fer, un oxide rouge. Les différens oxides du même métal n'ont pas seulement une couleur différente, mais chacun d'eux est caractérisé par une série de propriétés particulières, et surtout par la manière dont ils se conduisent avec les acides. Ainsi, les oxides blanc et noir de fer s'unissent facilement aux acides sulfurique et muriatique, et l'oxide rouge moins facilement. Les sels à base des deux premiers oxides forment un précipité blanc avec le prussiate triple de potasse, et ils n'en donnent pas avec l'acide gallique et l'hydrogène sulfuré. Mais les sels dans lesquels l'oxigène est à son *maximum* d'oxidation, donnent un précipité bleu avec le prussiate triple, et un noir avec l'acide gallique.

Une question intéressante est de savoir si le même métal est susceptible de s'unir à l'oxigène en toutes proportions entre le *maximum* et le *minimum*, ou s'il ne peut se combiner avec ce principe qu'en quelques proportions seulement entre lesquelles il n'y auroit pas de composés intermédiaires. Par exemple, y a-t-il seulement deux oxides de mercure, le *noir,* consistant en 100 parties de métal unies avec 4 d'oxigène, et le *rouge*, composé de la même quantité de métal et de 8 parties d'oxigène? Pour résoudre cette question, il faut des expériences plus précises et plus multipliées que celles qui ont été faites jusqu'ici. Mais dans presque tous les cas où l'on a porté beaucoup d'exactitude dans les expériences, on a trouvé que différens oxides d'un métal pa-

issoient contenir l'oxigène dans des proportions qui sont simples multiples les uns des autres, et l'on pourra problement par la suite étendre ce même principe à d'aus oxides. Cependant il n'est pas prouvé que le nombre ssible d'oxides du même métal soit limité à deux, mme Proust l'a supposé; car les expériences s'accordent rfaitement avec l'hypothèse qu'il peut y en avoir trois, atre, et même un beaucoup plus grand nombre.

Il y a long-temps que l'on sait que de différens oxides même métal, celui qui contient la plus grande proртion d'oxigène est susceptible de saturer plus d'acide e celui qui en contient moins. Gay-Lussac a proposé puis peu une addition intéressante à ce principe, connée par beaucoup d'exemples : *c'est-à-dire, que la antité d'acide que différens métaux exigent pour r saturation, est en proportion directe de la quan-d'oxigène dans leurs oxides.* Supposons, par exem-, deux métaux dont l'un *A* se combine avec le double xigène de *B;* alors, pour neutraliser la même quan-d'acide, il ne faudra de l'oxide de *A* que la moitié la quantité de l'oxide de *B*. Les muriates de cuivre et mercure fournissent deux exemples de ce principe. muriate corrosif de mercure est composé d'oxide ige de ce métal, uni avec l'acide muriatique; et le is-muriate (*Calomelas*) consiste en oxide noir comé avec le même acide. Il est à remarquer que d'après expériences de Thénard, l'oxigène dans l'oxide rouge t exactement le double de l'oxide noir, et que l'acide is le muriate corrosif soit aussi précisément le double sous-muriate. Proust a trouvé des faits semblables rapport aux deux muriates de cuivre, comme il oit par la table suivante :

Le muriate vert consiste en	100,00 Cuivre. 24,57 Oxigène. 83,18 Acide.
Le muriate blanc, en	100,00 Cuivre. 12,28 Oxigène. 41,59 Acide.

Ce principe, s'il étoit bien établi, formeroit une loi importante pour la Philosophie chimique, et elle acquiert une nouvelle probabilité par sa coïncidence avec les hypothèses de M. Dalton. Cependant il faut avouer que jusqu'à présent cette loi a été déduite d'un très-petit nombre de faits; elle exige, pour être bien établie, des expériences sur d'autres sels métalliques.

Gay-Lussac a observé aussi que la solubilité des sels métalliques a lieu en proportion de la quantité d'oxigène dans les oxides, et conséquemment de la quantité d'acide avec laquelle l'oxide est combiné. Les sels dans lesquels le métal est au *minimum* d'oxidation, sont généralement les plus insolubles. C'est ce qui a lieu pour les sels de plomb, d'argent et de mercure; car ce sont les métaux qui, au *minimum* d'oxidation, prennent le moins d'oxigène, et par conséquent le moins d'acide. Le muriate de mercure corrosif qui contient la plus grande quantité d'oxigène et d'acide, est beaucoup plus soluble que le sous-muriate dans lequel l'oxigène et l'acide sont en quantité beaucoup moins considérable.

Il y a un certain état d'oxidation, particulier aux différens métaux dans lesquels ils sont plus facilement attaqués par les divers acides. Par exemple, le fer et le manganèse au *maximum* d'oxidation sont l'un et l'autre

insolubles dans l'acide nitrique; mais combinés à une plus petite proportion d'oxigène, ils s'y dissolvent facilement: il arrive même que lorsque l'un ou l'autre sont en combinaison avec cet acide, l'oxide, en attirant une plus grande quantité d'oxigène de l'atmosphère ou de toute autre source, se sépare à l'état d'un précipité insoluble. Ce principe explique le changement qui arrive aux solutions de fer, quand on les laisse exposées à l'air. Les oxides de fer et de manganèse, saturés d'oxigène, sont cependant solubles dans les acides moins oxigénés; par exemple, dans les acides sulfureux et nitreux, qui les privent d'abord d'une portion de leur oxigène, et dissolvent alors l'oxide moins saturé.

Outre les acides qui sont les meilleurs dissolvans des métaux, les solutions alcalines agissent aussi sur les substances métalliques. L'eau, qui tient de l'alcali en solution, est décomposée, son hydrogène dégagé; son oxigène se porte sur le métal, et l'oxide ainsi produit est dissous par la liqueur alcaline. Les oxides déjà formés sont aussi, dans quelques cas, dissous par les alcalis liquides. Quand on ajoute de l'alcali pur à une solution métallique, le métal est précipité à l'état d'oxide; mais ce précipité est rarement exempt d'alcali, et l'oxide métallique, dans quelques cas, au lieu de paroître sous une forme séparée, est dissous par l'alcali. Par exemple, l'ammoniaque pure, versée dans du sulfate de cuivre, donne une liqueur bleue transparente, qui doit sa couleur à l'oxide de cuivre dissous par l'ammoniaque. Quand on emploie des carbonates alcalins au lieu d'alcalis purs pour précipiter des solutions métalliques, l'oxide se combine avec l'acide carbonique, et se présente à l'état d'un carbonate métallique.

l'on n'a pas encore déterminé si les métaux s'unissent avec l'oxigène en quelques proportions définies, ou en proportions illimitées. L'existence de deux oxides seulement, auroit beaucoup simplifié leur nomenclature, car dans ce cas, on emploieroit le terme d'*oxide* pour le métal complètement saturé d'oxigène, et celui d'*oxidule* pour le composé à un degré inférieur d'oxidation, comme l'ont fait plusieurs chimistes François. Cependant dans l'état actuel de la science, cette nomenclature est inadmissible, et les noms spécifiques dérivent de quelque caractère extérieur, et particulièrement de la couleur. Ainsi nous avons des oxides blanc, noir, et rouge de fer, et les oxide noir, et rouge de mercure. Cette désignation me semble être la seule admissible jusqu'à ce que les oxides métalliques soient mieux connus. Dans le moment actuel on pourroit adopter, la dénomination qui a été proposée par le docteur Thomson, pour les oxides métalliques. Quand il y a plusieurs oxides du même métal (supposons que les proportions d'oxigène et de métal dans chacun, ne soient pas indéfinis), il a proposé le terme *protoxide*, *deutoxide*, *tritoxide*, etc, signifiant que ce métal est au premier, au second, au troisième degré d'oxidation; ou si l'on connoît seulement deux oxides d'un métal, il propose le nom de *protoxide* pour celui au minimum, et *peroxide* pour celui au maximum d'oxidation.

On a rencontré une semblable difficulté, par rapport aux sels neutres à bases métalliques; car quand différens oxides du même métal se combinent avec un même acide, les sels qui en résultent, exigent d'être distingués par des noms appropriés. On y est parvenu quelquefois en ajoutant le mot oxigéné (ou pour être plus

bref) *oxi* au sel contenant le métal le plus oxidé, comme le muriate et l'oxi-muriate de mercure. Cependant ce dernier terme est impropre, parce que strictement parlant, il ne peut être employé que pour les composés d'acide oxi-muriatique, avec les différentes bases, tandis que l'on veut exprimer simplement un composé d'acide muriatique ordinaire avec le mercure, à son plus haut degré d'oxidation. Si le principe mis en avant par Gay-Lussac, se trouve confirmé par des recherches subséquentes (c'est-à-dire, que l'acide dans les sels métalliques, est proportionné à l'oxigène dans les oxides), il sera plus facile de faire dériver le nom spécifique de la proportion d'acide, que de celle de l'oxigène. Ainsi nous aurons le muriate et le sous-muriate de mercure. Mais jusqu'à ce que nos connoissances sur cette classe de corps, aient acquis une plus grande précision, il faudra continuer à tirer le nom spécifique du sel, de quelques-unes de ses propriétés les plus remarquables, comme sulfate de fer, vert, rouge, muriate de cuivre, blanc, noir, etc.

Outre la classe importante de composés, qui résultent de l'union des oxides métalliques les uns avec les autres; les métaux sont susceptibles aussi d'entrer en combinaison avec quelques-uns des combustibles simples, et principalement avec l'hydrogène, le soufre, le phosphore, et le charbon. Ils présentent aussi en s'unissant les uns aux autres, une classe importante de composés appelés *alliages métalliques.*

I. Les *composés des métaux avec l'hydrogène*, sont peu nombreux et présentent un foible intérêt. Quand l'eau se trouve décomposée par certains métaux, en même temps que l'oxigène se combine avec une portion

du métal, l'hydrogène qui est dégagé à l'état de gaz, s'empare d'une autre quantité très-petite. Tel par exemple le fer, et encore plus le zinc, et sur-tout l'arsenic, qui fournit un composé jouissant de plusieurs propriétés remarquables.

II. *Les combinaisons des corps métalliques avec le soufre*, ont été divisées par Vauquelin (1) en trois classes, c'est-à-dire, 1°. les composés de métaux avec le soufre, qui portent simplement le nom de *sulfures;* 2°. les composés de soufre avec les oxides métalliques appelés *oxides sulfurés;* et 3°. ceux d'hydrogène sulfuré avec les oxides métalliques, que l'on peut appeler *oxides hydro-sulfurés.*

1. Tous les métaux, à l'exception de l'or, du zinc et de l'étain, sont susceptibles dans leur état métallique, de se combiner avec le soufre. Pour effectuer leur union, il suffit que l'un des corps soit à l'état fluide, et comme le soufre se fond facilement, il ne faut pour l'opération qu'un léger degré de chaleur. Ainsi un mélange de 45 parties de limaille de fer, et de 15 de soufre, ou de 40 de limaille de cuivre, et de 15 de soufre, chauffé dans un tube de verre, se combine au moment de la fusion du soufre. Les phénomènes sont très-remarquables, ils consistent en une lumière soudaine et vive, comme celle d'une ignition intense. Cependant, d'après les expériences de M. Clayfield (2), quoique les matières soient sèches, il peut pendant la combinaison se dégager une quantité de fluide élastique,

(1) *Annales de chimie*, XXXVII, pag. 57.

(2) Note au mémoire de M. Davy sur les alcalis, *Philosophical Transactions*, 1808.

du neuvième ou du dixième du volume du mélange, et consistant en hydrogène sulfuré, et acide sulfureux. Le premier provient vraisemblablement du soufre; et lè dernier des limailles métalliques, qui peuvent être en parties oxidées par le lavage et les dessiccations. M. Davy pense que dans ces composés, le soufre retient une partie de son hydrogène, et tout son oxigène.

Dans ces composés, les propriétés des métaux cessent d'être apparentes, car les sulfures sont cassans, ont des couleurs différentes de celles des métaux, et quand on les fait artificiellement, ils sont privés d'éclat. La quantité de soufre avec laquelle les divers métaux sont susceptibles de s'unir, varie beaucoup. M. Kirwan, a donné la table suivante, dont on doit considérer les nombres comme de simples approximations de la vérité.

100 grammes d'Argent s'unissent avec	15 de soufre.
— Plomb.............	15
— Bismuth............	17,6
— Etain...............	18
— Mercure...........	25
— Cuivre.............	25,4
— Antimoine..........	29,8
— Antimoine natif......	35
— Fer................	56

Le même métal est dans quelques circonstances, susceptible de s'unir avec différentes quantités de soufre, et de donner des composés caractérisés par différentes propriétés. Ainsi le composé qui consiste en 62 ½ parties de fer, et 37 ½ de soufre a une couleur gris foncé, n'a que peu ou pas d'éclat, et se brise facilement. Mais 53 parties de fer combinées avec 47 de soufre, forment

une substance compacte, assez dure pour faire feu au briquet, et ayant assez d'éclat pour avoir été souvent confondue avec l'or, par des personnes ignorantes.

Les sulfures métalliques sont décomposés, seulement en partie par la chaleur, ce principe semble contredit par l'usage où l'on est de griller les mines ou de les calciner pour en séparer le soufre; mais il faut considérer ici que le grillage se fait avec le contact de l'air, et que le métal sulfuré absorbe de l'oxigène, et perd ainsi son affinité pour le soufre. Le sulfure d'un métal peut dans quelques cas être décomposé par un autre métal. Ainsi quand on distille du sulfure de mercure, avec une quantité suffisante de limaille de fer, le soufre s'unit au fer, et le mercure recouvre sa forme métallique.

L'acide sulfurique concentré (1), aidé de la chaleur, agit sur les sulfures métalliques, et se convertit en acide sulfureux, qui étant volatilisé s'échappe. Les métaux qui dans leur état de séparation, se dissolvent dans l'acide sulfurique étendu, continuent d'être attaqués par cet acide, après avoir été combinés avec le soufre. Cependant quand l'acide sulfurique étendu, agit sur de pareils composés, au lieu de gaz hydrogène simple, on obtient de l'hydrogène sulfuré. Ce sont principalement les composés au minimum de soufre qui produisent cet effet; car les *sur-sulfures*, ou ceux qui contiennent une plus grande proportion de soufre, résistent à l'action du dissolvant.

L'acide muriatique concentré n'a pas d'action sur

---

(1) Berthollet, *Annales de chimie*, xxv, pag. 256.

les sulfures, mais l'acide étendu agit comme l'acide sulfurique dans le même état. L'acide nitrique est décomposé par les sulfures métalliques, il se dégage du gaz nitreux, et il se précipite du soufre (1). Dans ce cas, quoique l'acide nitrique contienne de l'eau, il ne se forme cependant pas de l'hydrogène sulfuré, parce que l'acide cède son oxigène plus facilement que l'eau.

Les sulfures formés des métaux qui attirent fortement l'oxigène, et dont les oxides ont beaucoup d'affinité pour l'acide sulfurique, absorbent l'oxigène de l'atmosphère, et passent à l'état de *sulfates*. C'est de cette manière que l'on forme le sulfate de fer du commerce. Mais si le métal a une forte affinité pour le soufre, ou une foible affinité pour l'oxigène, la conversion en sulfate ne doit pas avoir lieu comme pour les sulfures de cuivre, d'antimoine, et de mercure (2). Le sulfure de fer, contenant une grande proportion de soufre, résiste aussi à l'action combinée de l'air et de l'humidité.

2. En général les métaux ont pour le soufre, une affinité plus forte que leurs oxides. Mais il y a quelques cas dans lesquels certains métaux sont incapables de se combiner avec le soufre, avant d'avoir été portés à l'état d'oxide. Ces métaux sont principalement le zinc, le mercure et le manganèse, dont les composés avec le soufre peuvent être appelés *oxides sulfurés.* D'autres métaux sont aussi susceptibles de former des composés semblables; mais en général leur affinité pour le soufre

(1) Vauquelin, *Annales de chimie*, xxv, pag. 65.
(2) Berthollet, *idem.* 256.

diminue en proportion de la quantité d'oxigène qu'ils tiennent en combinaison.

Ces composés agissent ordinairement sur les acides, d'une manière différente des sulfures simples. Si le métal est seulement oxidé au minimum, ils donnent du gaz hydrogène sulfuré avec les acides sulfurique et muriatique étendus, et du gaz nitreux avec l'acide nitrique. Dans leur état d'oxidation parfaite, ils se dissolvent sans effervescence, et le soufre reste inaltéré.

3. L'hydrogène sulfuré entre en combinaison avec quelques métaux, avec le mercure et l'argent par exemple; mais il s'unit en général plus facilement et d'une manière permanente avec leurs oxides. L'hydrogène sulfuré est dégagé de ces composés, à l'état gazeux par quelques acides concentrés, qui s'emparent de l'oxide métallique. La plupart de ces oxides sulfurés, souffrent aussi avec le temps, une décomposition spontanée, en conséquence de l'union de l'hydrogène avec l'oxigène qu'ils contiennent, et qui par leur combinaison forment de l'eau. Quand cet effet a lieu, l'oxide est en partie réduit, et le soufre s'unit avec le métal moins oxidé. Et d'après cela, le même oxide sulfuré varie en composition, selon le temps qui s'est écoulé depuis sa préparation.

Quand nous précipitons une solution métallique avec de l'hydrogène sulfuré, ou ses combinaisons avec les alcalis, nous obtenons un sulfure ou un hydro-sulfure métallique. Dans le premier cas, l'hydrogène de l'hydrogène sulfuré enlève tout l'oxigène de l'oxide, et le soufre forme un véritable sulfure avec le métal réduit. Dans le second cas, l'hydrogène sulfuré s'unit directement avec l'oxide, sans le décomposer, et sa proportion est telle.

que l'hydrogène suffit pour saturer tout l'oxigène de l'oxide. Alors la quantité d'hydrogène qui est détruite, ou qui peut l'être, dépend de l'état d'oxidation du métal, et de la quantité de soufre. Si donc les métaux, comme cela paroît probable, sont susceptibles d'oxidation seulement en quelques degrés déterminés, il s'en suit que par de semblables précipitations, on peut obtenir des sulfures métalliques avec des proportions fixes, que l'on peut parfaitement calculer d'après la composition connue de l'hydrogène sulfuré. Ainsi la loi des proportions fixes, s'étendra aux combinaisons des métaux avec le soufre, et ce sera un grand pas de fait pour l'établissement d'un principe général de la philosophie chimique, si bien éclairci dans d'autres cas, par M. Dalton.

4. Les sulfures hydrogurés des métaux et des oxides, peuvent être obtenus en précipitant les solutions métalliques avec des sulfures hydrogurés alcalins. Cependant leur composition et leurs propriétés n'ont pas été bien étudiées jusqu'ici.

III. Plusieurs métaux ont de l'affinité pour le phosphore, et forment une classe de composés, appelés *Phosphures métalliques*. La meilleure manière d'effectuer ces combinaisons est d'exposer les métaux à la chaleur, en contact avec de l'acide phosphorique et du charbon. Le charbon prive le phosphore de son oxigène, et le phosphore désoxigéné s'unit avec le métal. Cependant les métaux qui ont une forte affinité pour l'oxigène décomposent l'acide phosphorique, et s'unissent avec sa base, sans l'intermède du charbon. Les

(1) Gay-Lussac, *Mémoires d'Arcueil*, II, pag. 175.

phosphures métalliques n'ont été employés jusqu'ici à aucun usage, il suffit donc de renvoyer à la description qu'en a donnée Pelletier, dans le premier et le troisième volume des *Annales de Chimie.*

IV. Les composés des métaux avec le charbon portent le nom de *Carbures.* Celui du fer et du charbon dont les propriétés varient selon la proportion des deux ingrédiens, est le seul important, nous en parlerons à sa place.

V. Les métaux sont pour la plupart susceptibles de s'unir les uns avec les autres. A cet effet ils demandent d'être mis en contact à l'état de fusion, et même quand ils sont fondus, il faut apporter un grand soin pour obtenir un composé permanent. Si un métal est beaucoup plus pèsant que l'autre, il est disposé à se précipiter au fond de la masse fluide. On ne peut en donner un exemple plus frappant que le fait qui a été établi par M. Hatchett. Il a trouvé que quand l'or qui a été fondu avec du cuivre ou d'autres métaux est coulé en ingots dans un moule placé verticalement, la partie inférieure de cette barre contient une proportion d'or plus grande que la partie supérieure.

Il y a peu de métaux qui ne puissent s'unir quand on les fond ensemble. Le plomb et le fer sont de ce nombre; cependant on ne peut à cet égard établir un principe sans exception; car quelques-uns des métaux qui avoient, d'abord, été regardés comme incapables de se combiner, ont été combinés par des intermèdes. Tels sont, par exemple, le fer et le mercure.

Dans la nouvelle nomenclature, le mot *alliage* est

consacré comme un terme général pour toutes les combinaisons des métaux les uns avec les autres, et le nom spécifique dérive de celui du métal qui prévaut dans le composé. Ainsi dans *l'alliage d'or et d'argent* on doit entendre que l'or est en plus grande proportion; dans l'*alliage d'argent et d'or*, l'argent est le principal ingrédient. Les composés de mercure avec les autres métaux à une période de la chimie beaucoup moins avancée, furent appelés *amalgames*, et comme ce nom ne renferme aucune notion erronée, on peut le conserver pour désigner des alliages de cette nature.

Les métaux en général sont susceptibles de s'unir les uns aux autres en proportions illimitées, mais dans quelques cas il est probable, quoique cela ne soit pas absolument prouvé, qu'ils s'unissent en quelques proportions seulement. Par cette combinaison ils souffrent un changement considérable de propriétés, et celles qui en résultent, quand elles sont de nature à être facilement appréciées, se trouvent n'avoir aucun rapport avec celles des métaux séparés.

1. La pesanteur spécifique d'un alliage est rarement la moyenne de celle de ses composans ; ainsi un alliage d'argent avec le cuivre et l'étain, ou d'argent ou d'or avec le plomb, a une pesanteur plus grande que la moyenne. Un alliage d'argent et de mercure, quoique le premier métal soit spécifiquement plus léger que le dernier, a une telle densité, qu'il tombe au fond du mercure. Dans d'autres cas, au contraire, la pesanteur spécifique du composé est beaucoup au-dessous de la moyenne de ses composans : ou bien il se fait une dilatation comme dans l'alliage de l'or avec le cuivre, le

r ou l'étain. Cependant pour estimer exactement l'augentation ou la diminution de densité, il faut faire :ention à plusieurs circonstances (1).

2. La ductilité et la malléabilité des métaux changent néralement par la combinaison, et le plus ordinaiment ces propriétés sont diminuées. Souvent deux étaux qui sont séparément ductiles et malléables, de-'nnent cassans par la combinaison. Cet effet est trèsnarquable par rapport à l'alliage d'or et de plomb, dernier étant même dans la proportiton de 1 milligr. 5 grammes d'or, fait entièrement perdre au preer sa tenacité. On a supposé dans ce cas qu'il ne père pas d'union chimique, et que le métal que l'on ute est simplement interposé mécaniquement entre parties de l'autre, dont la cohésion se trouve alors :ruite. Cependant cette explication n'est pas satisiante, et entre autres argumens, qui prouvent l'exince de l'union chimique, on rapporte ce fait, que l'or rendu cassant quand on le tient en fusion, près l'étain fondu, dont il semble attirer la vapeur.

3. La dureté des métaux varie par la combinaison. r, par son alliage avec une petite quantité de cuivre l'argent avec une proportion très-foible du même tal, acquiert un accroissement de dureté qui rend métaux, ainsi alliés, propres aux usages domesaes. Par une petite addition d'or, le fer acquiert tant dureté, qu'il est même supérieur à l'acier, pour la rication des instrumens tranchans.

) *Aikin's Dictionary*, article *Alliage.*

4. Le changement de couleur est un des effets les plus communs de la combinaison des métaux. Par exemple, l'arsenic qui ressemble à l'acier, et le cuivre qui a une couleur rouge, donnent un alliage qui a à peu près la blancheur de l'argent.

5. La fusibilité des alliages est différente de celle de leurs composans. Par exemple, l'arsenic rend le platine très-fusible, et l'alliage de plomb, d'étain et de bismuth fond à une température au-dessous de l'eau bouillante; quoique le plus fusible des trois (le bismuth) exige, pour sa fusion, un degré de chaleur beaucoup plus élevé. C'est le principe de la *soudure*.

6. La volatilité des métaux se trouve augmentée par la combinaison avec d'autres métaux qui sont plus volatils. L'or exige une chaleur très-intense pour sa volatilisation; mais quand on distille un amalgame de mercure et d'or, une certaine quantité d'or passe avec le mercure.

7. Par l'union chimique des uns avec les autres, la tendance des métaux à se combiner avec l'oxigène se trouve considérablement augmentée, en partie par la diminution de leur cohésion, et en partie aussi en conséquence de la formation d'une combinaison galvanique. Le plomb amalgamé avec le mercure, s'oxide en humectant simplement le composé avec de l'eau. Le plomb et l'étain fondus ensemble, acquièrent une augmentation d'affinité pour l'oxigène, telle qu'ils s'enflamment au moment de leur combinaison. Par l'oxidation de l'un des ingrédiens de ces alliages, le composé est détruit. Par exemple, l'oxide de plomb se sépare du mercure sous la forme d'une poudre blanche. De là

nt cette pellicule d'oxide à la surface de la soudure
ndue, qui se renouvelle autant de fois qu'on l'enlève.
Les métaux considérés sous le rapport des propriétés
ysiques ou chimiques, ont été divisés en plusieurs
sses. Outre les subdivisions que nous avons décrites ci-
ssus, en métaux nobles et imparfaits, et en métaux
iers et demi-métaux, on a établi d'autres classifica-
ns. Fourcroy a proposé de les diviser en cinq ordres:
Métaux cassans et acidifiables, ils renferment quatre
èces, savoir, arsenic, tungstène, molybdène et
ome; 2. *Cassans et facilement oxidables*, huit
èces, savoir, nickel (porté par Richter à une autre
sse), titane, urane, cobalt, manganèse, bismuth,
imoine et tellure; 3. *Métaux oxidables et imparfai-
ent ductiles*, deux espèces, mercure et zinc; 4. *Duc-
s et facilement oxidables*, quatre espèces, étain,
mb, fer et cuivre; 5. *Bien ductiles et difficilement
dables*, quatre espèces, argent, or, palladium et
ine.
Cependant la classification proposée par le docteur
omson dans la troisième édition de son *Système de
mie*, me paroît préférable; il divise les métaux
quatre classes. *La première classe* comprend les *mé-
x malléables*, qui sont au nombre de quatorze,
oir, or, platine, argent, mercure, palladium,
dium, iridium, osmium, cuivre, fer, nickel, étain,
nb et zinc. *La seconde* renferme *les métaux cassans
acilement fusibles*, au nombre de quatre, bismuth,
moine, tellure et arsenic. *La troisième* contient les
aux cassans et difficilement fusibles, au nombre de
, cobalt, chrome, molybdène, urane et tungstène.
quatrième renferme les *métaux réfractaires*, parce

qu'ils n'ont pas encore été amenés à un état parfaitement métallique, mais qu'ils restent toujours en combinaison avec plus ou moins d'oxigène. Ce sont le titane, le columbium et le cérium (1). Je vais procéder dans cet ordre à décrire les métaux en particulier.

PREMIERE CLASSE.

Métaux malléables.

SECTION PREMIÈRE.

Or.

I. L'or a les propriétés extérieures suivantes :

1. Il a une couleur orangée ou rouge jaunâtre, et peut être amené a un éclat inférieur seulement à l'acier, au platine, à l'argent et au mercure.

2. Sa pesanteur spécifique varie un peu selon les opérations mécaniques auxquelles il a été soumis ; mais on peut l'établir d'après le calcul, à 19,3.

3. Il surpasse tous les autres métaux en ductilité et en malléabilité, et on peut le tirer en fils de 0,028 mill. d'épaisseur.

4. Il est extrêmement tenace, car un fil de 0,03 mill. de diamètre, soutient un poids de 75 kilogrammes.

II. L'or se fond à une chaleur rouge modérée, c'est-à-dire, à environ 32° du pyromètre de Wedgwood, ou 822° centigrades ; la chaleur intense d'un fourneau de verrerie n'a d'autre effet que de le tenir long-temps

(1) M. Wollaston a trouvé depuis peu que le tantalium est identique avec le columbium.

'usion. Son exposition à la puissante lentille de M. ker, pendant plusieurs heures, n'a pas occasionné perte de poids. Après la fusion, il cristallise en pyides quadrilatères courtes.

I. L'or pur ne s'oxide pas par son exposition à la :eur avec le contact de l'air ; mais il peut être :é à l'état d'oxide pourpre, en faisant passer au trad'un fil d'or une décharge puissante d'électricité le galvanisme. Outre cet oxide, on peut en obtenir utre à un degré plus élevé d'oxidation, dont la couest jaune. Ce dernier oxide contient à peu près *our cent* d'oxigène. Par son exposition à une forte :ur, il perd une partie de son oxigène, et devient 'pre.

'. L'or n'est pas attaqué par les acides sulfurique, que et muriatique, même quand ils sont bouillans. Il est cependant dissous par l'acide nitro-muria: et l'acide muriatique oxigené (1). Une feuille mince

M. Vauquelin (*Annales de Chimie*, chap. LXXVII. pag. , a observé que quand on sature de potasse caustique une ution d'or, et que l'on fait chauffer, il se sépare des flo·ouges volumineux ; en mettant un excès d'alcali, et faisant ir, sa couleur devient bleue. Les eaux de lavage de ce ité contiennent constammeot de l'or ; quand elles en con:nt de grandes quantités, le sulfate de fer vert y occasionne écipité noir ; mais lorsqu'elles en contiennent peu, ce sel n'y pas immédiatement de précipité, et la liqueur devient d'un bleu d'indigo, qui se change à la fin en noir.

:arbonate de potasse ne précipite pas la dissolution d'or, roduit une effervescence, au bout de 30 heures la disn se trouble, et à mesure que l'acide carbonique se déla liqueur devient d'un rouge très-riche, les eaux de laontiennent beaucoup d'or.

:ide d'or a une saveur styptique et métallique ; délayé

d'or, introduite dans ce dernier acide à l'état gazeux, y prend feu et brûle.

VI. Le *nitro-muriate d'or* donne à la peau une couleur pourpre; il est susceptible de cristalliser.

Il est décomposé par les alcalis. Une solution d'am-

---

dans l'eau, et imprégné dans du papier-joseph, elle le fait brûler avec pétillement et scintillation. Il est soluble dans l'eau.

MM. Duportal et Pelletier (*Ann. de Chimie*, LXXVIII, page 38.), ont obtenu, en précipitant la dissolution d'or par le carbonate de potasse, des cristaux blancs transparens alcalins, parsemés de points noirs, qui se dissolvent dans l'eau, sans la colorer; la liqueur filtrée reprend une belle couleur d'or par l'addition d'un acide. Ils regardent ce sel comme composé d'acide carbonique et d'acide muriatique, de potasse et d'oxide d'or; du reste ils n'ont pas déterminé, si c'est un sel triple, ou un mélange de muriate triple d'or, de potasse et de carbonate de potasse.

M. Oberkampf (*Ann. de Chimie*, LXXX, pag. 140.) regarde l'acide muriatique oxigéné, comme le dissolvant le plus approprié de l'or.

En faisant passer de l'hydrogène au travers d'une dissolution étendue d'or, elle devint rouge pourpre, et précipita au bout de quelque temps des flocons pourpres, qui devenoient bleus par l'eau.

L'hydrogène sulfuré forme dans la même dissolution un précipité noir, que l'auteur regarde comme une véritable combinaison, facilement destructible par la chaleur. Elle consiste en

Or. . . .	80,39
Soufre . .	19,61
	100.

Les hydro-sulfures alcalins forment un précipité absolument semblable au précédent, mais quand ils contiennent beaucoup de soufre, le précipité en retient un excès.

L'hydrogène phosphuré donne à la dissolution étendue d'or,

moniaque pure sépare de l'oxide d'or ; et une portion de l'alcali, s'unissant avec l'oxide, forme un composé qui détone très-fortement à une légère chaleur, et porte le nom *d'or fulminant.*

Pour obtenir ce composé, ajoutez une solution d'ammoniaque pure dans l'eau, ou de l'ammoniaque pure liquide, à du muriate d'or étendu; il se fera un précipité qui se redissoudra, si vous ajoutez un excès d'alcali. Filtrez ce liquide, et lavez le précipité à plusieurs reprises avec de l'eau chaude. Séchez-le à l'air, sans employer de chaleur artificielle, et conservez-le dans une bouteille, fermée non point avec un bouchon de verre, mais simplement avec du liège. Une petite quantité de cette poudre, moins d'un centigramme en poids, placée sur la pointe d'un canif, et exposée à la chaleur d'une lampe, détone violemment. On ne connoît pas exactement la température nécessaire à cet effet, mais elle ne paroît pas excéder 108° cen-

e nuance brune, qui passe au pourpre foncé; en arrêtant alors ipération, on obtient un précipité, jaune brun, d'or métallique. Mais quand on ne laisse pas le précipité se former, et que continue à faire passer du gaz, il se forme un précipité r, qui traité par l'acide nitro-muriatique, donne du muriate r et de l'acide phosphorique.

I. Oberkampf regarde ce précipité comme un véritable phosure. L'oxide d'or contient d'après lui,

Or.	90,90
Oxigène....	9,10
	100.

es hydro-sulfures purs ne dissolvent pas l'or, mais ils le facilement quand on y ajoute un peu de soufre.

(*Note du traducteur.*)

tigrades. Au moment de l'explosion, on observe un éclat de lumière très-vif. La force s'exerce principalement de haut en bas; et d'après cela, deux ou trois centigrammes que l'on fait détoner sur une feuille de cuivre épaisse y forment un trou. L'électricité ni l'étincelle du briquet ne suffisent pas pour l'enflammer; mais le plus léger frottement le fait détoner, et il est arrivé de graves accidens par cette expérience.

Cette détonation s'explique comme il suit : l'or fulminant est composé de l'oxide de ce métal, combiné avec l'ammoniaque. Quand on élève sa température, l'ammoniaque est décomposée, l'hydrogène de l'alcali s'unit avec l'oxigène de l'oxide, et réduit l'or à l'état métallique, le gaz nitrogène et probablement la vapeur aqueuse sont mis en liberté à un grand état d'expansion. L'impulsion violente de ces produits aériformes sur l'atmosphère environnant, paroît être la cause du bruit produit par l'explosion de ce composé. La même explication peut s'appliquer à d'autres composés fulminans d'oxides métalliques et d'ammoniaque; ainsi que ceux d'argent et de mercure, que nous décrirons dans la suite.

Les alcalis fixes précipitent du muriate d'or l'oxide jaune dont nous avons parlé ci-dessus.

VII. La solution d'or est décomposée aussi par plusieurs corps combustibles qui attirent l'oxigène de l'or, et le réduisent à l'état métallique.

A. Dans une solution d'or étendu (1), contenue dans

(1) Le nitro-muriate d'or employé dans ces expériences, doit être préalablement évaporé à siccité, pour chasser l'excès d'acide, et dissous ensuite dans l'eau distillée.

un vase de verre, placez un morceau de charbon long et mince, et exposez le tout aux rayons directs du soleil; l'or se revivifiera et paroîtra sur le charbon à l'état métallique, présentant un aspect fort agréable. Le même changement a lieu sans l'action de la lumière, si la solution est exposée à une température de 100°.

B. Humectez un morceau de ruban de soie avec une dissolution d'or étendue, et exposez-le à un courant de gaz hydrogène dégagé d'un mélange d'acide sulfurique étendu et de limaille de fer; l'or se réduira, et le ruban sera doré. Avec un pinceau de poil de chameau, on peut aussi appliquer l'or réduit, de manière qu'il présente des figures régulières.

C. La même expérience peut être répétée en substituant l'hydrogène phosphuré au gaz hydrogène simple. Le lecteur qui voudroit des détails plus étendus sur ces expériences, peut consulter un *Essai sur la Combustion*, par madame *Fulham*, publié à Londres en 1794, par Johnson, et le mémoire du comte de Rumford, dans les *Transactions philosophiques* pour 1798, pag. 449.

VIII. Une solution de sulfate de fer vert précipite l'or à l'état métallique de sa solution dans l'acide muriatique.

IX. Quand on plonge une lame d'étain dans une solution de nitro-muriate d'or, il se précipite un oxide pourpre qui, recueilli, forme le précipité, *pourpre de Cassius*, très-employé dans l'art de l'émailleur; ou bien l'on peut verser le sel métallique très-étendu d'eau dans une bouteille de verre avec quelques parties d'étain; en peu de temps la liqueur deviendra rouge de vin, et il se séparera un léger précipité floconneux, et la liqueur

restera claire. Ce précipité, lavé et séché, a une couleur pourpre foncé, et forme le pourpre de Cassius. On obtient le même précipité en mêlant une solution d'or avec une dissolution récente d'étain, dans l'acide nitro-muriatique.

X. L'or est précipité de son dissolvant par l'éther, mais l'oxide d'or se redissout instantanément dans ce liquide, et forme la solution d'or éthérée. Cette solution s'emploie avantageusement pour dorer des ciseaux d'acier, des lancettes et d'autres instrumens, qu'elle protège de la rouille, avec une bien petite quantité d'or.

XI. Les sulfures alcalins s'unissent avec l'or par la voie sèche, et par la voie humide. Pour cela on peut mettre à digérer quelques feuilles d'or dans une solution de sulfure de potasse, avec l'aide de la chaleur.

XII. La purification de l'or au moyen de la coupellation et du départ, exigeroit que j'entrasse dans de trop longs détails; ces méthodes sont décrites par Bouillon-Lagrange, dans le XLIVe. chapitre de son *Manuel*, et dans le *Dictionnaire* d'Aikin, à l'article *Or*. Je renvoie aussi pour les travaux sur les alliages d'or avec les autres métaux, au premier ouvrage, aux mémoires de Wis, et à celui de M. Hatchett, dans les *Transactions philosophiques* pour 1803. Il est bon cependant d'ajouter que l'or, si mou dans son état de pureté, acquiert une grande augmentation de dureté quand il a été fondu ou allié avec une petite proportion de cuivre, et peut être alors travaillé. Un fait assez singulier, est que quelques espèces de cuivre, qui par elles-mêmes ne semblent défectueuses sous aucun rapport, détruisent entièrement la ductilité de l'or. Cet

effet paroît être dû à une petite portion de plomb ou d'antimoine qui gâte ce cuivre, et dont seulement $\frac{1}{1910}$ en poids est suffisant pour produire ce mauvais effet.

Le degré de pureté de l'or en Angleterre s'exprime par le nombre de parties de ce métal contenues dans 24 parties d'un mélange quelconque : ainsi on dit de l'or, qui, dans 24 parties appelées (carats), contient 22 de métal pur, qu'il est à 22 carats de fin. L'or absolument pur, est d'après cela à 24 carats de fin, et l'or allié avec son poids égal d'un autre métal, à 12 carats de fin (1).

SECTION II.

Platine.

I. Le *Platine*, tel qu'il se trouve dans le commerce, se trouve mêlé à huit ou neuf autres substances, et c'est simplement une mine de platine. Il n'y a qu'environ deux ans qu'il a été découvert dans d'autres lieux qu'à Choca et à Santa-Fé, dans l'Amérique méridionale, et que Vauquelin le trouva dans des mines d'argent gris d'Estramadure; plus récemment on l'a rencontré dans des mines d'or du Brésil. La mine de platine est généralement en petits grains ou écailles, plus blancs que le fer, et beaucoup plus pesans. On a imaginé divers procédés pour sa purification (Voyez *Aikin's Chemical dictionary*, article *Platine*), mais le plus simple et le plus praticable est

(1) Avant l'établissement du nouveau système des poids et mesures, l'or en France se divisoit également en 24 carats; actuellement il est supposé divisé en 1000 parties. Celui employé à la fabrication de la monnoie contient 1 dixième de cuivre, et 9 dixièmes d'or fin. (*Note du traducteur*).

celui du comte de Moussin-Pouslikin, communiqué par M. Hatchett, dans le XIXe vol. du *Journal de Nicholson* (1). Il n'est pas nécessaire cependant de détailler ces procédés, parce qu'on peut se procurer ce métal assez pur, à un prix raisonnable, chez beaucoup de marchands.

II. Le platine a les propriétés suivantes :

1. C'est un métal blanc, semblable à l'argent pour la couleur, mais le surpassant de beaucoup, ainsi que tous les autres métaux, en pesanteur spécifique, que l'on peut établir à 22 ou 23.

2. Il est extrêmement difficile de le fondre ; on y parvient cependant au moyen du chalumeau, à l'aide du gaz oxigène.

3. Il n'est pas oxidé par l'action combinée et longtemps continuée de l'air et de la chaleur. Pour obtenir son oxide, il faut plusieurs opérations. On décompose le nitro-muriate de platine par l'eau de chaux, et on redissout le précipité dans l'acide nitrique. Cette solution étant évaporée et chauffée fortement pour chasser l'acide, laisse une poudre brune, qui est l'oxide de platine au *maximum*, et qui contient sur 100 parties 13 d'oxigène. Cet oxide chauffé avec soin passe au vert, perd six parties d'oxigène, et il ne reste plus que 7 parties combinées à 93 de métal.

4. Le platine a la propriété de se *souder* (2), qu'il ne partage avec aucun autre métal, si ce n'est le fer.

---

(1) Descostils a donné un procédé pour purifier le platine au moyen du zinc. *Annales de chimie*, LXIVe vol., pag. 334.

(2) En couvrant d'une espèce de vernis deux morceaux de fer travaillé, chauffés au rouge blanc, et les mettant en contact, ils peuvent s'unir par le martelage. C'est ce qu'on appelle la soudure du fer.

5. Les acides nitro-muriatique et muriatique oxigéné sont les seuls qui agissent sur le platine. Le premier est le meilleur pour opérer la solution. On verse seize parties de ce liquide composé sur le métal laminé, et on l'expose à la chaleur dans une bouteille de verre; le gaz nitreux se dégage, et l'on obtient une solution colorée en rouge, qui teint la peau en brun.

6. Le muriate de platine peut cristalliser par une évaporation lente. Ce sel a une saveur très-acre, et est déliquescent; il est décomposé par la chaleur, et il reste un oxide de platine qui se réduit à l'état métallique, quand on le chauffe avec du charbon.

7. Le muriate de platine a pour propriété caractéristique, d'être précipité par une solution de muriate d'ammoniaque. Par ce caractère le platine se distingue de tous les métaux, et peut en être séparé quand il se trouve avec quelques-uns en solution. Le précipité, ainsi obtenu, se décompose à une forte chaleur, et laisse le platine pur.

8. Le muriate de platine n'est pas précipité par le prussiate de potasse, ni par le sulfate de fer. S'il se fait un précipité, il provient des mélanges d'autres métaux.

9. Il est précipté en vert foncé par l'acide gallique qui existe dans la teinture de noix de galle; le précipité devient graduellement plus pâle par le repos. (*Bouillon-Lagrange*, II, pag. 272).

10. Quand on verse de la potasse pure dans la solution muriatique de platine, il se forme un précipité qui n'est pas un oxide de platine, mais un composé triple de cet oxide avec l'alcali et l'acide; avec la soude il se forme aussi une combinaison triple. On l'obtient plus facile-

ment en ajoutant du platine à de l'acide nitrique dans une cornue, avec deux fois son poids de muriate de soude, et chauffant jusqu'à ce qu'on ait évaporé environ les quatre cinquièmes du liquide. La liqueur qui reste, forme, en refroidissant, des cristaux prismatiques très-fins, quelquefois de 100 ou 125 millimètres de long, et rouge bruns, comme le titane; jaunes, comme l'ambre; ou d'une belle couleur coquelicot. (*Nich. Jour.* in-8°, IX, pag. 67.)

11. Le muriate de platine est décomposé par l'hydrogène sulfuré, qui forme un précipité brun. Il est décomposé aussi par l'éther, et on obtient une solution éthérée de platine, qui peut être employée aux mêmes usages que la dissolution d'or dans l'éther.

12. Le platine est attaqué par la fusion avec le nitrate de potasse, ainsi qu'avec les alcalis fixes purs. Cette propriété diminue beaucoup l'utilité du platine sous le rapport de son emploi pour la fabrication des creusets.

13. Le réactif le plus délicat pour découvrir la présence du platine, est le muriate d'étain. Une solution de platine si étendue qu'on peut à peine la distinguer de l'eau, prend une couleur rouge brillante par l'addition d'une seule goutte de solution récente d'étain.

14. Le Dr. Wollaston a trouvé que le platine étoit un conducteur très-lent du calorique. Quand des pièces semblables d'argent, de cuivre et de platine furent couvertes de cire et exposées à la chaleur par une extrémité, la cire se fondit de 95 millimètres sur l'argent, 62 sur le cuivre, et 25 millim. seulement sur le platine. Son expansion par la chaleur est beaucoup moins grande que celle de l'acier, qui entre la température de 0° et 100°, se dilate environ de 12 parties sur 10,000,

tandis que l'expansion du platine est seulement de 10. D'après des essais de M. Scott de Dublin, il paroît posséder une élasticité suffisante pour que l'on en forme des ressorts de montre. (*Nich. Jour.* XXII, pag. 148).

SECTION III.

Argent.

L'argent est un métal qui a un degré d'éclat inférieur seulement à l'acier. Sa pesanteur spécifique, après avoir été écroui, est de 10,51. Pour la malléabilité, la ductilité et la ténacité, il excède tous les métaux, excepté l'or. Son point de fusion, comme l'a trouvé le docteur Kennedy, est de 22° du pyromètre de Wedgwood. En élevant fortement sa chaleur, on peut le volatiliser, et par un refroidissement lent de cette masse en fusion, on peut lui faire prendre une forme cristalline régulière.

Il a les propriétés chimiques suivantes :

I. L'argent s'oxide difficilement par le concours de l'air et de la chaleur. La couleur terne qu'il prend à l'air n'est pas due simplement à une oxidation, mais à son union avec le soufre, comme Proust l'a démontré.

II. Il est attaqué par l'acide sulfurique, qui à l'aide de la chaleur, l'oxide et le dissout en partie. Cependant on prépare mieux le sulfate d'argent qui est très-en usage comme réactif, en dissolvant dans l'acide sulfurique le carbonate d'argent; précipité du nitrate par le carbonate de soude, il forme de petits cristaux brillans et aiguillés, qui exigent une grande quantité d'eau pour leur solution.

III. L'acide nitrique étendu de deux ou de quatre

parties d'eau, dissout l'argent avec dégagement de gaz nitreux. Si l'argent est pur, sa solution est incolore, sinon elle a une teinte verdâtre. D'après Proust, le nitrate d'argent saturé à chaud avec de la poudre d'argent, en dissout une nouvelle quantité, et l'on obtient une solution dans laquelle l'argent est oxidé seulement au *minimum*. Il observe que ce sous-nitrate possède des propriétés différentes du premier (*Nicholson's Jour.* xv, pag. 376).

IV. L'acide muriatique n'agit pas sur l'argent, mais il enlève l'oxide d'argent à tous les autres acides. Ainsi, quand on verse de l'acide muriatique dans du nitrate d'argent, il se fait en grande quantité un précipité blanc caillebotté. Ce précipité est décomposé par la lumière; car quand on l'expose aux rayons directs du soleil, sa couleur devient graduellement plus foncée. (Voyez chap. IV, part. V). Fondu à une légère chaleur, il forme une masse demi-transparente de consistance de corne, appelée lune cornée ou argent corné.

On varie beaucoup sur la composition du muriate d'argent (1). D'après Gay-Lussac, 100 parties d'argent se combinent avec 7,60 d'oxigène, et 25,71 d'acide; d'autres chimistes ont donné des proportions différentes, comme on le voit par la table suivante :

---

(1) D'après M. Berzelius (*Ann. de Chimie*, LXXIX, pag. 131).

L'oxidule d'argent contient	93,075	Argent.
	6,925	Oxigène.
Et le muriate d'argent	19,066	Acide muriatique.
	80,934	Oxidule d'argent.

(*Note du traducteur.*)

		Acide.	Base.
100 parties, d'après	Kirwan.	16,64	83,46
	— Chenevix....	17	83
	— Zaboda.	17,7	82,3
	— Proust.	18	82
	— Dr. Marcet...	19,05	80,95
	— Gay-Lussac..	19,28	80,72
	— Berthollet....	17,5	82,75

Ces différences proviennent peut-être en partie, mais non entièrement des différens états de sécheresse du muriate d'argent. J'ai trouvé que 100 parties séchées pendant vingt-quatre heures à une température entre 100 et 180° centigrades, en perdirent à peine une par la fusion. Après tout, je suis disposé à considérer les déterminations du docteur Marcet et de Gay-Lussac, comme celles qui méritent le plus de confiance.

Le muriate d'argent est décomposé par la fusion avec le carbonate de soude desséché. Mêlez une partie du premier sel avec trois ou quatre du second, et faites fondre le mélange dans un creuset; quand il sera froid, vous trouverez l'argent réduit au fond du creuset; cassez la masse et séparez le métal. De 100 parties de muriate, à peine obtient-on 75 d'argent pur : c'est un des meilleurs moyens pour se procurer l'argent à l'état de pureté.

V. Une solution de nitrate d'argent teint les substances animales en noir foncé; et à cause de cette propriété, on l'emploie pour teindre les cheveux; mais quand on s'en sert, il faut bien l'étendre, et il faut en user avec beaucoup de précaution, à cause de ses propriétés corrosives.

Le papier ou le cuir blancs, teints avec une solution de nitrate d'argent dans la proportion de dix parties d'eau contre une de sel, ne souffrent pas de changement dans l'obscurité; mais quand on les expose au jour, ils acquièrent graduellement de la couleur, et passent au noir par un grand nombre de nuances successives. Les rayons du soleil, en passant au travers du verre rouge, produisent très-peu d'effet sur lui; les rayons rouges et verts sont plus efficaces, mais ce sont les rayons bleus et violets qui produisent les effets les plus marqués. Cette propriété fournit une méthode de copier des peintures, et de les transporter sur des papiers ou de la peau. Ce procédé a été décrit par M. T. Wedgwood dans le *Journal de Nicholson*, in-8°. III, 167.

Par un procédé semblable, l'ivoire peut être couvert d'argent. Plongez un petit morceau d'ivoire dans une solution étendue de nitrate d'argent pur, jusqu'à ce que l'ivoire ait acquis une couleur jaune brillante; placez-le alors dans un vase rempli d'eau distillée, et exposez aux rayons directs du soleil: dans l'espace de deux ou trois heures, il deviendra noir; mais en le frottant un peu, sa surface prendra un brillant métallique considérable, et semblera une lame d'argent pur. Comme la solution pénètre profondément dans l'ivoire, quand on enlève la surface brillante, elle est remplacée successivement par d'autres.

VI. Quand on évapore une solution de nitrate d'argent, elle forme des cristaux réguliers. Ces cristaux se fondent quand on les chauffe; et versés alors en moules, ils forment ce que les anciens nommoient *lune caustique*. Le nitrate d'argent fondu est composé, d'après Proust, de:

Argent...... 64 }	70
Oxigène..... 6 }	
Acide muriatique.	30
	100.

VII. Le nitrate d'argent est décomposé par d'autres métaux. Ainsi la surface d'une plaque de cuivre sur laquelle on verse cette solution, se couvre d'argent. Quand on verse un peu de mercure dans une bouteille remplie de cette solution, et qu'on laisse la bouteille dans un repos parfait, l'argent se précipite sous la forme de branches d'arbres qui ont été appelées *Arbre de Diane.* Baumé donne le procédé suivant comme le meilleur pour obtenir cet arbre. Mêlez ensemble six parties d'une solution d'argent dans l'acide nitrique, et quatre d'une solution de mercure dans le même acide, l'une et l'autre complétement saturées; ajoutez une petite quantité d'eau distillée, et versez le mélange dans un verre conique contenant six parties d'un amalgame fait avec cinq parties de mercure et une d'argent, au bout de quelques heures, on apercevra à la surface de l'amalgame un précipité en forme de végétation. Cependant, d'après Proust, ce procédé compliqué est entièrement inutile, et la seule chose nécessaire est de mettre le mercure dans une solution très-étendue de nitrate d'argent. Il observa de cette manière qu'il s'étoit formé une belle végétation.

VIII. La solution d'argent est décomposée par le charbon et par l'hydrogène et ses composés (1). Ces ex-

(1) Voyez le mémoire du comte de Rumford, dans les *Transactions philosophiques* pour 1798.

périences peuvent être faites exactement de la même manière que pour le muriate dor. Un bâton de phosphore plongé dans une solution étendue de nitraté d'argent, se trouve aussi argenté dans l'espace de quelques heures.

IX. Précipitez le nitrate d'argent par l'eau de chaux; édulcorez et séchez le précipité; placez ensuite ce précipité dans de l'ammoniaque pure, il prendra alors l'apparence d'une poudre noire de dessus laquelle vous décanterez le liquide que vous laisserez sécher à l'air. C'est le fameux composé appelé *Argent fulminant*, qui détone à la plus légère chaleur, et même par le plus léger frottement. Quand on en prépare, on ne doit pas le renfermer dans une bouteille, mais il faut le laisser en repos dans le vase où il a été séché. Il est nécessaire de mettre une grande précaution dans la préparation de cette substance, et dans les expériences qu'on fait avec : il détone même, quand il est humide, par une légère friction.

X. Descotils a décrit depuis peu un nouveau composé détonant d'argent, qu'il a formé par le procédé que l'on emploie pour le mercure fulminant de M. Howard (*Nicholson's Journal*, XVIII, 140). Il le prépare en ajoutant de l'alcool à une solution chaude d'argent dans l'acide nitrique; et tandis que cette solution s'opère, il se fait une effervescence considérable; la liqueur devient trouble, et il se précipite une poudre blanche, cristalline, pesante, qui, bien lavée et séchée, forme *l'argent détonant*. La chaleur, une légère percussion, ou un frottement long-temps continué, l'enflamment avec une détonation assez forte. La pression ne peut opérer cet effet, à moins qu'elle ne soit très-forte. Il détone par l'étincelle électrique, et est enflammé

avec explosion par l'acide sulfurique concentré. Il faut beaucoup de précaution dans la préparation de cette substance et dans les expériences sur sa détonation, et on ne doit en employer que de petites quantités. Je crois que cette préparation a été découverte dans le principe par M. Howard. En répétant ce procédé, M. Cruickshank fit dissoudre 40 parties d'argent dans 60 grammes d'acide nitrique concentré, étendu de son propre poids d'eau : en chauffant alors la solution avec 60 parties d'alcool, il obtint 60 parties d'une poudre blanche qui détonoit fortement.

XI. M. Keir de Birmingham a découvert un dissolvant très-utile de l'argent. On le forme en dissolvant une partie de nitre dans environ 8 ou 9 parties d'acide sulfurique concentré. Ce composé (qui se peut appeler *Acide nitro-sulfurique*), chauffé à 37 ou 39° centigr. dissout un cinquième ou un sixième de son poids d'argent avec dégagement de gaz nitreux, et laisse à l'état de séparation le cuivre, l'or, le plomb ou le fer avec lesquels l'argent pouvoit être combiné. C'est un bon moyen pour retirer l'argent des vieilles vaisselles de ce métal. L'argent peut être séparé de la solution en ajoutant du muriate de soude, qui forme du muriate d'argent, que l'on peut décomposer par le carbonate de soude de la manière décrite ci-dessus.

XII. L'argent est attaqué par les sulfures alcalins et par le gaz hydrogène sulfuré. Ces substances noircissent l'argent qu'on expose à leur action ; et la couleur terne que ce métal prend à l'atmosphère, a été attribuée à la même cause.

XIII. L'argent est susceptible de s'unir avec plusieurs métaux. Allié avec le cuivre dans la proportion d'une

partie contre deux, il constitue l'argent *d'étalon de ce pays* (1). Cette combinaison, dont la couleur diffère peu de celle de l'argent pur, est plus dure, et préférable pour la monnoie et les usages domestiques.

SECTION IV.

Mercure.

I. Le *Mercure*, ou Vif-argent, est le seul métal qui, à la température ordinaire de l'atmosphère, conserve sa fluidité.

II. Quand on abaisse sa température à environ 40° centigrades au-dessous de zéro, il prend la forme solide. C'est un degré de froid qui ne se présente que dans les latitudes les plus septentrionales; et dans nos pays, le mercure ne peut être amené à la forme solide que par l'emploi de mélanges réfrigérans. Par la congélation, il acquiert une augmentation de pesanteur spécifique, et alors c'est le seul des métaux qui gagne le fond du mercure fluide. Sa pesanteur spécifique à 4° au-dessus de zéro centigrade, étant de 13,543, M. Biddle a trouvé dans une expérience que par la congélation elle monte 15,612 ou environ un sixième.

III. A 366° centigrades (364, d'après Critghton), le mercure bout et se change en vapeurs, et alors on peut

(1) Avant l'établissement en France du nouveau système des poids et mesures, on considéroit l'argent comme divisé en 12 parties, qu'on nommoit deniers, et celles-ci en 24 autres, qu'on appeloit grains; aujourd'hui l'argent se divise comme l'or, en 1000 parties. L'argent employé à la fabrication de la monnoie est composé de 100 parties de cuivre et 900 parties d'argent fin.

(*Note du traducteur.*)

le retirer par la distillation et le purifier, quoique peu exactement, du mélange avec d'autres métaux. Quand sa température est élevée beaucoup au-dessus de ce point, la vapeur acquiert une grande force expansive, et le pouvoir de briser les vases les plus forts.

IV. Le mercure ne s'oxide pas, quand il est pur, à la température ordinaire de l'atmosphère, il conserve son éclat pendant très-long-temps. Cependant il y a plusieurs moyens de le combiner avec l'oxigène.

A. Le mercure est oxidé par une longue agitation dans une bouteille à moitié remplie d'air atmosphérique, et il se convertit en une poudre noire à laquelle Boerhave donna le nom d'*Ethiops per se.* Quand on distille cet oxide dans une cornue de verre, il se dégage du gaz oxigène; et si l'on continue long-temps à donner une chaleur modérée, il acquiert une couleur rouge, et reçoit par là une dose additionnelle d'oxigène. L'oxide noir consiste, d'après Fourcroy, en 100 parties de métal unies avec 4 d'oxigène.

B. On obtient un autre oxide de mercure en faisant bouillir ce métal fluide, pendant plusieurs jours, dans un vase de verre-plat, dans lequel l'air se renouvelle difficilement. Après un temps suffisant, on trouve, à la surface, de petits cristaux rouges-bruns ou puces. On a donné autrefois à cet oxide pur le nom de *Précipité per se.* Distillé dans une cornue de verre, il donne du gaz oxigène, et revient à l'état métallique. Il est composé, d'après Lavoisier, de 92 *pour cent* de mercure, et 8 d'oxigène; et d'après Fourcroy et Thénard, de 100 de métal et 8 d'oxigène.

V. Le mercure est dissous à chaud dans l'acide sulfurique concentré. Les proportions le plus ordinaire-

ment employées sont deux parties d'acide sulfurique et une de mercure; et comme l'acide sulfurique concentré agit peu sur le fer, on peut opérer la combinaison dans un vase de ce métal. On peut chasser, par la chaleur, une partie de l'acide excédant; mais cependant le sel en retient un grand excès, et peut être appelé *Sur-sulfate de mercure.* Il est très-difficilement soluble, puisqu'il exige 155 parties d'eau froide ou 33 d'eau bouillante. Par des lavages successifs avec de l'eau froide, on peut enlever tout l'excès d'acide, et alors le sel devient beaucoup moins soluble.

Quand on chauffe pendant quelque temps ce sur-sulfate à une température qui n'excède pas l'eau bouillante, il perd son excès d'acide, et se change en une masse grise dure. En la retirant du feu, et versant dessus de l'eau bouillante, il se forme une poudre jaune-citron, appelée *Turbith minéral.* Cette substance exige pour sa solution 2000 parties d'eau : 100 parties consistent en 10 d'acide sulfurique, 76 de mercure, 11 d'oxigène, et 3 d'eau.

VI. L'acide nitrique dissout le mercure avec ou sans l'intermède de la chaleur. A la température ordinaire, il se dégage peu de gaz nitreux par l'action du mercure sur l'acide nitrique, et l'acide se sature lentement. La solution est très-pesante et incolore, et donne, par l'évaporation, des cristaux larges et transparens. La solution ne devient pas laiteuse quand on la mêle avec de l'eau. Les alcalis fixes purs donnent un précipité blanc-jaunâtre, et l'ammoniaque un précipité noir-grisâtre.

Mais si l'on emploie la chaleur, il se fait une effervescence violente, occasionnée par le dégagement de gaz nitreux, et l'on obtient une solution dans laquelle

le métal est plus oxidé, et l'acide en moindre proportion. Quand on y verse de l'eau froide, il se forme un sédiment blanc-jaunâtre, et avec l'eau bouillante un précipité orangé. Ces précipités consistent en acide nitrique avec un grand excès d'oxide *formant un sous-nitrate de mercure* insoluble.

Si on fait bouillir cette dernière solution avec une nouvelle quantité de mercure, le métal que l'on ajoute se dissout sans dégagement de gaz nitreux, parce qu'il s'oxide aux dépens de celui qui étoit dissous. Quand on expose le nitrate de mercure à une chaleur élevée graduellement jusqu'à 360 ou plus, on le prive de l'eau et de presque tout l'acide qu'il contenoit, et il se réduit en un oxide qui se présente sous forme d'écailles rouges brillantes. Cette substance appelée communément *Précipité rouge*, porte avec plus de raison le nom d'*Oxide nitreux de mercure.*

VII. Le mercure forme la base d'un nouveau composé fulminant découvert par M. E. Howard. Pour préparer cette poudre, on disssout, à l'aide de la chaleur, 50 décigrammes de mercure, dans 4,50 décagrammes d'acide nitrique; on verse la solution réfroidie dans 3 décagrammes d'alcool, que l'on a introduits préalablement dans un vase de verre convenable, et l'on chauffe légèrement jusqu'à ce qu'il se fasse une effervescence (1). On aperçoit alors une fumée blanche qui ondule à la surface de la liqueur, et la poudre se précipite graduellement par la cessation de l'action du liquide. Le précipité recueilli immédiatement sur un filtre, et bien lavé avec de l'eau distillée, doit être séché avec pré-

(1) Il faut opérer, dans ces sortes de cas, sur de très-petites quantités, pour éviter les accidens.

caution à une chaleur qui n'excède pas celle du bain-marie. Le lavage immédiat de la poudre est essentiel, parce qu'elle est sujette à une réaction de la part de l'acide nitrique; et quand il y reste une certaine quantité d'acide, elle est susceptible d'être décomposée par l'action de la lumière. Cent parties de mercure donnent environ 120 ou 130 parties de poudre. (*Voyez Phil. Trans.* 1800, pag. 214). Cette poudre détone très-fortement par une légère chaleur ou par un frottement peu considérable.

M. Accum rapporte le fait suivant par rapport au mercure fulminant. 120 grammes de cette substance furent placés sur une pierre, et y restèrent pendant trois mois sans qu'on y fît attention. On trouva cette substance convertie en une poudre noire brillante. En voulant la ramasser en tas, et la séparer du papier sur lequel elle étoit placée, on aperçut un globule de mercure coulant. En introduisant la poudre dans une bouteille, et l'agitant, il se dégagea de la chaleur, et tout fut réduit à l'état métallique. (*Nich. Journ.* in-8°. I, page 229).

VIII. Le mercure ne se dissout pas dans l'acide muriatique, mais il peut s'unir à cet acide par une affinité élective double. Ainsi, quand on mêle du sulfate de mercure et du muriate de soude bien secs, et qu'on les expose à la chaleur, on obtient, par sublimation, une combinaison d'oxide de mercure et d'acide muriatique. Ce composé est le *sublimé corrosif* du commerce. Les mêmes corps, chauffés avec une addition de mercure, constituent une substance insoluble appelée *Calomel.*

Le sublimé corrosif exige 16 ou 20 fois son poids

d'eau pour se dissoudre, mais il se dissout dans les deux-huitièmes environ de son poids d'alcool. Sa solution dans l'eau est décomposée par les alcalis fixes, et les sels alcalins qui précipitent d'abord une poudre orangée, et ensuite une autre rouge de brique. Cent parties sont composées, d'après Chenevix, de

Mercure.	69,7	82	Oxide de mercure.
Oxigène.	12,3		
		18	Acide.
		100.	

Le calomel ou sous-muriate se forme en triturant le muriate avec environ moitié de son poids de mercure métallique, et sublimant de nouveau ce mélange. Comme le nouveau composé est à peu près insoluble, on peut le débarrasser de tout le muriate corrosif par les lavages avec l'eau. Il consiste, d'après le même auteur (*Phil. Trans.* 1802), en

Mercure.	79	88,5	Oxide de mercure.
Oxigène.	9,5		
		11,5	Acide.
		100.	

Dans le calomel, l'oxide de mercure contient à peu près 10 *pour cent* d'oxigène, et dans le muriate corrosif, 15 *pour cent.* Cependant cette détermination diffère beaucoup de celle de Fourcroy et Thénard, qui ont donné le tableau suivant de la composition du sublimé corrosif et du calomel.

Calomel.	100	Mercure.
	4,16	Oxigène.
	13,97	Acide.

Muriate corrosif..	100	Mercure.
	8,21	Oxigène.
	27,39	Acide.

IX. Les oxides de mercure se réduisent tous par la chaleur, sans l'addition de substances combustibles, et donnent du gaz oxigène.

X. Le mercure dissout l'or, l'argent, l'étain et plusieurs autres métaux, et si ces métaux sont en quantités suffisantes, le mercure perd sa fluidité, et forme un amalgame. Un amalgame solide de plomb, et une autre de bismuth mêlés ensemble, ont la propriété singulière de devenir instantanément fluides. Les pouvoirs extraordinaires de la base de l'ammoniaque en s'amalgamant avec le mercure, ont été décrits ci-dessus à l'article de cet alcali.

Par la combinaison avec le mercure, les métaux qui ne s'oxident que difficilement, acquièrent la propriété d'entrer facilement en combinaison avec l'oxigène. Ainsi, quand l'or et l'argent sont combinés avec le mercure, ils s'oxident en les agitant en contact avec l'air. Ce fait fournit un exemple frappant de l'effet de la destruction de l'affinité d'agrégation des corps, en excitant l'union chimique.

XI. Par la combinaison avec le soufre, le mercure présente deux composés distincts. Par une trituration long-temps continuée, ces deux corps s'unissent et forment un sulfure noir; unis ensemble par la fusion, et sublimés ensuite, ils forment un sulfure rouge, appelé cinabre, qui, à l'état de poudre, donne le vermillon dont on forme le fard ordinaire. On trouve décrit

dans le 4e. vol. des *Annales de Chimie*, ou le *Dictionnaire* d'Aikin, 11e. vol., le procédé employé par les allemands, qui ont été long-temps célèbres pour la préparation du cinabre. On peut obtenir aussi ce composé en mêlant des solutions concentrées de muriate de mercure et d'hydro-sulfure d'ammoniaque; on obtient un précipité brun sombre, qui, lorsqu'on le laisse en repos, passe au bout de deux ou trois jours, au jaune, à l'orangé, et acquiert enfin une belle couleur de cinabre. (*Nich. Jour.* in-8°, I, pag. 299.)

SECTION V.

Rhodium et Palladium.

Nous devons au docteur Wollaston la découverte de ces deux métaux, qu'il a séparés de la mine de platine par les procédés suivans:

I. *Rhodium.* Quand une solution de mine de platine dans l'acide nitro-muriatique a été précipitée, autant que possible, par le muriate d'ammoniaque (Voyez section III.), elle conserve encore une couleur très-foncée, qui varie selon la force des acides employés pour la dissolution. Outre le fer et le muriate ammoniaco de platine, elle contient encore plusieurs autres métaux en petites proportions.

1. Plongez un cylindre ou une plaque mince de zinc ou de fer dans la solution, il se séparera une poudre noire contenant tous les métaux de la solution. Lavez le précipité (sans le sécher) avec un peu d'acide nitrique étendu et légèrement chaud, qui dissoudra le cuivre et le plomb. Faites digérer le résidu dans l'acide nitro-muriatique, et ajoutez à la dissolution, quand elle

sera complète, une portion de muriate de soude équivalant en poids à environ un quinzième de la mine de platine employée. Evaporez à une légère chaleur, la masse sèche contiendra des muriates de soude et de platine, de palladium et de rhodium ; les deux premiers peuvent être séparés par l'alcool, et le sel de rhodium restera seul. Le rhodium peut être précipité de sa solution par le zinc, qui donne une poudre noire montant environ en poids, à 4 grammes, sur 4000 de mine.

2. Exposée à la chaleur, cette poudre continue d'être noire; avec le borax, elle acquiert un éclat métallique blanc, mais elle est infusible à tous les degrés de chaleur. Cependant on la rend fusible au moyen de l'arsenic, et aussi avec le soufre, qui peuvent être chassés l'un et l'autre par une chaleur continue; mais le bouton métallique ainsi obtenu n'est pas malléable.

3. La pesanteur spécifique du rhodium, autant qu'on a pu la prendre, est de 11.

4. Le rhodium s'unit facilement avec tous les métaux dont nous avons déjà parlé, excepté avec le mercure; il ne décolore pas l'or quand on l'allie avec ce métal.

5. Quand on fait digérer dans les acides nitrique ou nitro-muriatique un alliage d'argent ou d'or avec le rhodium, ce dernier métal n'est pas attaqué; mais quand il est allié avec trois fois son poids de bismuth, de cuivre ou de plomb, chacun de ces alliages peut se dissoudre complétement dans un mélange, en mesures de deux parties d'acide muriatique et une d'acide nitrique. Le plomb paroît préférable, parce qu'il se réduit, par l'évaporation, en un muriate insoluble. Le muriate de rhodium présente alors une couleur rouge,

d'où l'on a fait dériver le nom de ce métal : il est soluble dans l'alcool.

6. Le rhodium n'est pas précipité de sa solution par le prussiate de potasse, ni par le muriate d'ammoniaque, ni par l'hydro-sulfure de cet alcali. Les carbonates alcalins n'y produisent aucun changement, mais les alcalis purs précipitent un oxide jaune, soluble dans tous les acides dont nous avons parlé.

II. *Palladium.* 1. La solution alcoolique (I, 1) contient les muriates de soude, de palladium et de platine. Ce dernier métal peut être précipité par le muriate d'ammoniaque, et le palladium séparé du liquide par le prussiate de potasse, qui forme un sédiment d'abord orange foncé qui tourne au vert-bouteille sale. Cet effet est probablement dû à la présence du fer. Ce précipité doit être chauffé au rouge, et séparé du fer par la coupellation avec le borax.

2. Le docteur Wollaston a annoncé depuis peu de temps une méthode plus simple pour obtenir le palladium (1). Versez du prussiate de mercure dans une solution de mine de platine, dans l'acide nitro-muriatique neutralisé par l'évaporation de l'acide excédant, ou par l'addition d'un alcali, avant ou après la séparation du platine par le muriate d'ammoniaque, en peu de temps le liquide deviendra jaune, et il se formera un précipité floconneux blanc-jaunâtre-pâle, qui est le prussiate de palladium. Ce sel chauffé donne le métal à l'état de pureté dans la proportion de 4 ou 5 parties pour 100 parties de mine.

(1) *Philosophical Magasine*, XXII, pag. 272; ou *Philosophical Transactions*, 1805.

En examinant quelques mines de platine tirées des mines d'or du Brésil, le docteur Wollaston a découvert dernièrement de petits fragmens de *palladium natif*, qui paroît n'être mélangé avec aucun autre métal, excepté à une petite portion d'iridium. Ces fragmens diffèrent des parties de platine, en ce qu'ils sont formés de fibres un peu divergentes à une extrémité. Le docteur Wollaston croit ces caractères suffisans pour distinguer le métal dans des cas où l'on ne peut avoir recours à l'expérience. (*Phil. Trans.* 1809).

3. Le palladium a les propriétés suivantes :

A. Sa couleur est semblable à celle du platine, excepté qu'elle est d'un blanc plus mat. Il est malléable et ductile; sa pesanteur spécifique varie de 10,972 à 11,482; son pouvoir conducteur du calorique est à peu près égal à celui du platine, mais il se dilate beaucoup plus que lui par la chaleur.

B. Exposé dans un vase ouvert, à un degré de chaleur plus élevé que celui nécessaire pour fondre l'or, il ne s'oxide pas, et il n'entre pas en fusion. En augmentant la chaleur très-fortement, on obtient un bouton, et sa pesanteur spécifique est portée à 11,871. Dans cet état, le métal a une couleur blanche-grisâtre; sa dureté surpasse celle du fer forgé. A la lime, il acquiert le brillant du platine, et est malléable à un degré très-élevé.

C. Le palladium se combine facilement avec le soufre. Le composé est plus blanc que le métal séparé, et il est aussi plus cassant.

D. Il s'unit avec la potasse par la fusion, et aussi avec la soude, mais en quantité plus petite. L'ammoniaque qu'on laisse plusieurs jours en digestion sur ce métal,

acquiert une teinte bleuâtre, et tient en solution une petite quantité d'oxide de palladium.

E. L'acide sulfurique, bouilli avec le palladium, acquiert une belle couleur bleue, et dissout une portion de métal. Cependant l'action de cet acide n'est pas puissante, et il ne peut être considéré comme un bon dissolvant du palladium.

F. L'acide nitrique agit avec beaucoup de force sur le palladium : il oxide le métal un peu plus difficilement que l'argent ; et en dissolvant son oxide, il forme une solution d'un beau rouge. Pendant cette dissolution, il ne se dégage pas de gaz nitreux, et l'acide nitreux a même une action plus rapide sur le palladium.

G. L'acide muriatique, bouilli sur le palladium, l'attaque, et acquiert une belle couleur rouge.

H. Le véritable dissolvant du palladium est l'acide nitro-muriatique, qui agit sur ce métal avec une grande violence, et donne une solution d'un beau rouge.

I. Les terres et les alcalis peuvent produire un précipité dans toutes les solutions acides de palladium. Ces précipités sont le plus ordinairement d'une couleur orangé léger ; ils se dissolvent en partie dans quelques-uns des alcalis, et cette nouvelle solution, produite par l'ammoniaque, a une couleur bleu-verdâtre. Le sulfate, le nitrate et le muriate de potasse produisent un précipité orange dans les sels de palladium, comme dans ceux de platine ; mais les précipités de palladium ont généralement une teinte plus foncée. Tous les métaux, excepté l'or, l'argent et le platine, précipitent abondamment les solutions de palladium. Le muriate d'étain récent produit un précipité orangé-foncé ou brun dans les sels neutres de palladium, et c'est un

excellent réactif pour connoître ce métal. Le sulfate de fer vert précipite le palladium à l'état métallique ; et si l'expérience réussit, ce précipité est à peu près égal au poids du palladium employé. Le prussiate de potasse forme un précipité olive ; le prussiate de palladium, séparé par une solution neutre de prussiate de mercure, a la propriété, quand il est chauffé à environ 275° centigrades, de détoner avec un bruit égal à celui que produit une quantité égale de poudre à canon. Les hydro-sulfures et l'eau imprégnée d'hydrogène sulfuré, produisent un précipité brun-foncé dans les solutions de palladium.

K. Le palladium se combine facilement avec les autres métaux ; il a, comme le platine, la propriété de détruire la couleur de l'or, même quand il est en très-petite proportion. Ainsi, une partie de platine ou de palladium, fondue avec six parties d'or, réduisent la couleur à peu près à celle du métal employé.

SECTION VI.

Iridium et Osmium.

Quand la mine de platine a été soumise à l'acide nitro-muriatique, il reste une partie qui ne se dissout point, et qui affecte la forme d'une poudre noire semblable à la plombagine. M. Tennant a découvert il y a quelque temps, dans cette substance, deux nouveaux métaux. Il a mis en usage le procédé suivant pour les séparer :

I. 1. La poudre fut fondue dans un creuset d'argent avec de la soude pure, et lavée ensuite pour séparer l'alcali. Elle prit une couleur orange-foncé ou jaune-

brunâtre, mais une grande partie de cette poudre fut dissoute. Le résidu digéré dans l'acide muriatique donna une solution bleu foncé, qui devint ensuite d'un vert olive obscur. Par l'action attractive de l'acide et de l'alcali, toute la poudre parut susceptible de se dissoudre.

2. La solution alcaline contenoit de l'oxide d'un métal volatil que l'on n'a pas encore décrit, et une petite portion d'un autre métal. Ce dernier métal se sépara spontanément, en lames brunes et très-minces, de la solution gardée pendant plusieurs semaines. La solution d'acide contenoit une certaine quantité des deux métaux, mais principalement de celui qui n'est pas attiré par le muriate d'étain, qui est précipité en brun-foncé par les alcalis purs, et qui présente, pendant sa solution dans l'acide muriatique, une diversité frappante de couleurs provenant des variations dans ses degrés d'oxidation. A cause de cette propriété, M. Tennant l'a nommé *Iridium.*

3. Pour obtenir le muriate d'iridium privé de tout autre métal, la solution acide 1 fut évaporée, et l'on obtint une masse imparfaitement cristallisée, qui, séchée avec du papier brouillard, dissoute et évaporée, donna des cristaux octaèdres distincts. La solution aqueuse de ces cristaux a une couleur rouge foncé inclinant à l'orangé. L'infusion de noix de galle n'y forme pas de précipité, mais sa couleur disparoît presque instantanément. Le muriate d'étain, le carbonate de soude et le prussiate de potasse produisent le même effet. L'ammoniaque pure précipite l'oxide, mais elle en dissout une partie, et acquiert une couleur pourpre. Tous les métaux, excepté l'or, précipitent l'iridium en brun, de la solution muriatique qui a perdu sa couleur.

4. On obtint l'iridium à l'état de pureté ; en chauffant le muriate, l'acide et l'oxigène se dégagèrent. Le métal étoit blanc et parfaitement infusible. Il ne se combine ni avec le soufre, ni avec l'arsenic ; le plomb s'unit avec lui, mais il peut en être séparé par la coupellation. Le cuivre, l'argent et l'or sont les seuls métaux qui se combinent avec lui ; il ne peut en être séparé par la coupellation avec le plomb. Ses autres propriétés restent à examiner.

II. 1. On obtient l'osmium à l'état d'oxide en distillant simplement la solution alcaline obtenue comme nous l'avons dit ci-dessus (I, 1). On a même trouvé qu'il s'échappe en partie avec l'eau que l'on ajoute à la masse alcaline restée dans le creuset, et il se distingue par une odeur piquante particulière d'où son nom a été tiré. La solution aqueuse d'oxide d'osmium est sans couleur, a une saveur douceâtre, et une odeur forte, comme nous l'avons déjà dit. Pour obtenir l'oxide d'osmium plus concentré, il y a un autre procédé qui consiste à distiller la poudre noire avec du nitre. On trouve dans le récipient une solution aqueuse d'oxide d'osmium si forte, qu'elle forme sur la peau des taches qu'on ne peut effacer. Le réactif le plus sensible pour cet oxide est une infusion de noix de galle qui devient d'abord pourpre, et change ensuite en bleu foncé. Avec l'ammoniaque pure, la solution devient jaune, et le même effet a lieu avec le carbonate de soude. Avec l'alcool ou avec l'éther, mais beaucoup plus lentement, elle acquiert une couleur foncée, et au bout de quelque temps, il s'en sépare des pellicules noires.

2. L'oxide d'osmium cède son oxigène à tous les métaux, excepté à l'or et au platine. Quand on agite avec

du mercure sa solution aqueuse, elle perd sa couleur et son odeur; et le métal se combinant avec le mercure, forme un amalgame. Une grande partie du mercure en excès peut être séparée en le faisant passer au travers d'une peau qui retient l'amalgame sous une forme plus solide. En séparant le mercure par la distillation, l'osmium reste à l'état métallique coloré en gris-foncé ou en bleu. Par son exposition à la chaleur avec le contact de l'air, il s'évapore en dégageant son odeur accoutumée; mais si l'on empêche l'oxidation, il ne paroît aucunement volatil. Soumis à une chaleur blanche dans une cavité pratiquée à un charbon, il ne se fond pas, et n'éprouve aucun changement. Avec l'or et l'argent, il forme des alliages malléables; ces alliages se dissolvent facilement dans l'acide nitro-muriatique, et la distillation fournit l'oxide d'osmium jouissant des propriétés que nous avons exposées.

3. L'osmium métallique pur qui a été chauffé, ne paroît pas être attaqué par les acides; au moins il ne produit aucun effet en le faisant bouillir quelque temps dans l'acide nitro-muriatique. En le chauffant dans un creuset d'argent avec de l'alcali, il se combine immédiatement avec lui, et ce composé donne avec l'eau une solution jaune semblable à celle d'où l'on a obtenu le métal. Les acides chassent de cette solution l'oxide d'osmium, qui manifeste son odeur, et possède la propriété de changer en bleu vif l'infusion de noix de galle.

Outre la poudre noire d'où ce métal a été obtenu primitivement, le docteur Wollaston a découvert une mine séparée de ces deux métaux mêlés avec des grains de platine brut. La pesanteur spécifique de cette mine est d'environ 19,5, et excède par conséquent celle du

platine brut lui-même, qui n'est seulement que de 17,7. Ces grains sont à peu près de la grosseur de ceux de la mine de platine, mais beaucoup plus durs; ils ne sont pas malléables, et paroissent consister en lames qui possèdent un éclat particulier.

SECTION VII.

Cuivre.

Le cuivre est un métal d'une belle couleur rouge et d'un brillant métallique considérable; sa pesanteur spécifique varie selon les opérations auxquelles il a été soumis. Lewis l'établit à 8,830; M. Hatchett porte celle du plus beau cuivre de Suède en grains, à 8,895, et Cronstedt évalue à 9 la pesanteur spécifique du cuivre du Japon.

Il est très-malléable, et peut être réduit en feuilles extrêmement minces; il est aussi très-ductile, et peut être tiré en fils qui ont une grande ténacité.

Le cuivre fond à 27° Wedgwood; et par une augmentation de chaleur suffisante et assez long-temps continuée, il s'évapore en fumées visibles.

I. 1. Le cuivre est oxidé par l'air; on peut s'en convaincre en chauffant une extrémité de barre de cuivre poli, qui présentera diverses nuances de couleur, selon le degré de chaleur.

Une plaque de cuivre, exposée quelque temps à la chaleur, se couvre d'un oxide qui se sépare en écailles quand on forge le cuivre. Cet oxide est composé de 62 parties d'oxide noir, et 38 de cuivre. Exposé à la chaleur sous la moufle, il s'oxide plus fortement, et prend une couleur rouge. Le cuivre s'oxide aussi par

une longue exposition à l'air humide, et prend une couleur verte; mais cet oxide vert tient de l'acide carbonique en combinaison. Ces composés ne reviennent pas à l'état métallique par la simple application de la chaleur; mais ils exigent pour leur réduction le mélange de matières inflammables.

2. Le cuivre ne décompose pas l'eau que l'on peut même faire passer en vapeurs, au travers d'un tube de ce métal, chauffé au rouge, sans qu'elle soit décomposée.

3. Le cuivre est susceptible seulement de deux degrés d'oxidation; celui au minimum est rouge s'il est natif, ou orangé quand on l'a préparé artificiellement. Oxidé au maximum il est noir (1).

On peut obtenir l'*oxide noir*, soit en calcinant sous la mouffle, les écailles de cuivre dont nous avons parlé plus haut; soit en décomposant le sulfate de cuivre

(1) M. Berzelius (*Ann. de Chimie*, LXXVIII, pag. 107.) reconnoît deux oxides de cuivre.

Le premier, obtenu en précipitant la solution nitrique par le carbonate de potasse, et calcinant, contient:

80	Cuivre.
20	Oxigène.
100.	

L'oxidule préparé au moyen de l'acide muriatique, est formé de

88,89	Cuivre.
11,11	Oxigène.
100,00	

(*Note du traducteur.*)

par le carbonate de potasse, et calcinant le précipité, ou simplement par la calcination du nitrate de cuivre.

Il est composé de

Cuivre...	80
Oxigène...	20
	100.

Pour préparer le *sous-oxide*, M. Chenevix prescrit le procédé suivant. Mêlez 57 ½ parties d'oxide noir de cuivre, et 50 parties de cuivre métallique, précipité du sulfate au moyen d'une lame de fer. Triturez-le dans un mortier, et mettez-le avec de l'acide muriatique dans une fiole qui doit être bien bouchée. Le cuivre et son oxide se dissoudront par la chaleur. En versant de la potasse dans cette solution, il se précipite un oxide de cuivre d'une couleur orangée. Cet oxide attire l'oxigène si fortement, qu'à peine peut-on le sécher sans qu'il en prenne davantage; il est composé de

Cuivre...	88,5
Oxigène...	11,5
	100,0.

II. Le cuivre se combine avec l'acide sulfurique concentré et bouillant, et donne un sel bleu appelé sulfate de cuivre.

A Le sulfate de cuivre cristallise régulièrement et se dissout facilement dans l'eau.

B La solution est décomposée par les alcalis purs et carbonatés. Cependant les premiers redissolvent le précipité. Ainsi en versant de l'ammoniaque pure dans une

solution de sulfate de cuivre, on aperçoit un précipité qui se redissout par une nouvelle addition d'alcali, et donne une liqueur d'un beau bleu.

C Le sulfate de cuivre est décomposé par le fer. Plongez dans une solution de ce sel, une plaque de fer polie, le fer se couvrira de cuivre à l'état métallique.

D Par l'action de la chaleur, il donne son acide sans décomposition, et il reste un oxide de cuivre dans la cornue.

E Il est composé d'après Proust, de

Cuivre....	25,6	formant l'oxide noir.	32
Oxigène..	6,4		
Acide sulfurique......................			32
Eau....................................			36
			100.

Ce sulfate est, strictement parlant, un sel acide. Proust a décrit aussi un sous-sulfate que l'on forme en ajoutant au sulfate une quantité de potasse insuffisante pour séparer l'oxide : on obtient un sédiment vert, qui est le sous-sulfate (1).

III. Le cuivre exposé à l'air humide s'oxide, et se couvre d'une couche de carbonate. On obtient plus facilement le même composé en versant des carbonates alcalins dans une solution de cuivre. Le nitrate de cuivre précipité par le carbonate de chaux, donne un

(1) D'après M. Berzelius (*loc. cit.*) le sulfate de cuivre contient

Oxide de cuivre. . . .	50,90
Acide sulfurique. .	49,10
	100,00.

Note du traducteur.)

précipité vert, appelé *cendres bleues*. Cette substance consiste en

Eau.............	3 ½
Acide carbonique...	30
Chaux...........	7
Cuivre..........	50
Oxigène.........	9 ½
	100.

IV. Le cuivre se dissout facilement dans l'acide nitrique étendu, et il se dégage une grande quantité de gaz nitreux. Le sel résultant de cette combinaison, a la propriété singulière de détoner avec l'étain. Quand à une solution de ce sel, ou de tout autre sel de cuivre, on ajoute de la potasse en quantité suffisante, il se précipite une poudre bleue, consistant en oxide noir de cuivre, combiné avec l'eau. Cette substance a été appelée par Proust, *hydrate de cuivre*, mais plus convenablement, par M. Chenevix, hydro-oxide de cuivre. Rassemblé sur un filtre, et séché à une chaleur au-dessous de l'eau bouillante, il prend du retrait comme l'alumine. A une plns haute température, il est décomposé; son eau se dissipe, et il reste de l'oxide noir dans la proportion de 75 parties pour 100. Cet oxide ne peut se combiner avec l'eau, quand on l'humecte simplement avec ce liquide.

V. L'acide muriatique concentré et bouillant attaque le cuivre, et forme une solution verte. Le cuivre est dans ce sel à son maximum d'oxidation. Il est très-soluble dans l'eau, et même déliquescent. Par une évaporation ménagée, et un refroidissement lent, ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux parallélipipèdes, qui sont très-

solubles dans l'eau et dans l'alcool. Il est composé d'après Proust de

Oxide noir de cuivre.	40
Acide muriatique.. . .	24
Eau..	36
	100.

La solution aqueuse de muriate de cuivre, forme une espèce d'encre de sympathie. Les caractères tracés avec cette solution, deviennent jaunes quand on chauffe le papier, et disparoissent par le refroidissement.

Quand on laisse digérer une solution de muriate de cuivre sur de la limaille de ce métal, il se convertit en sous-muriate; les nouvelles portions de cuivre étant oxidées, aux dépens de celles qui étoient en solution, cette nouvelle solution précipite par la simple addition de l'eau. Quand on l'expose à l'air, elle attire de l'oxigène, et se convertit en muriate ordinaire. Les alcalis y forment un précipité orangé, qui consiste en

Cuivre....	65,80	faisant.	73,88
Oxigène...	8,08		
Acide..			26,12
			100,00.

VI. Quand le cuivre a été exposé long-temps à la vapeur du vinaigre, il se convertit en vert-de-gris. Celui du commerce consiste partie en acétate soluble dans l'eau, et partie en sous-acétate. Par la solution dans le vinaigre distillé et l'évaporation, il se forme des cristaux réguliers qui sont solubles en entier dans

l'eau. Quand on les distille, ils donnent de l'acide acétique concentré, et il reste dans la cornue, une combinaison qui consiste sur 90, en

4,50	Charbon.
78,66	Cuivre.
6,84	Oxigène.
90.	

VII. Quand on mêle une solution de muriate de cuivre, avec une solution de prussiate de potasse, ou de chaux, on obtient un beau précipité rouge brun, que M. Hatchett a proposé pour la peinture. La teinture de noix de galle produit dans toutes les solutions de cuivre, un précipité jaune sale (1).

VIII. Le cuivre se combine avec le soufre. Quand on fond dans un tube de verre, un mélange de trois parties de métal à l'état de limaille, avec une partie de soufre,

(1) M. Berzelius reconnoît trois muriates de cuivre. Le premier, ou muriate d'oxidule de cuivre, contient

26,42	Acide muriatique.
73,58	Oxidule de cuivre.
100.	

Le muriate d'oxide de cuivre est formé de

40,2	Acide muriatique.
59,8	Oxide de cuivre.
100.	

Le muriate d'oxide de cuivre, sur-saturé de base, contient

14,36	Acide muriatique.
85,64	Oxide.
100.	

(*Note du traducteur.*)

il se produit au moment de la combinaison, une flamme brillante surpassant en éclat celle que produit la fusion du fer et du soufre.

IX. L'ammoniaque dissout facilement les oxides et les hydro-oxides de cuivre. Il n'est besoin que de les laisser digérer ensemble dans une fiole. L'oxide se dissout, et la solution acquiert une belle couleur bleue. Par l'évaporation à un feu doux, on obtient des cristaux bleus soyeux très-fins.

X. Le cuivre se combine facilement avec la plupart des métaux, et produit plusieurs composés qui sont d'un grand usage dans les arts communs de la vie. Le cuivre avec environ le quart de son poids de plomb, forme le *métal de pots*; avec à peu près la même proportion de zinc, il forme *l'airain*, qui est l'alliage le plus employé. Les mélanges de zinc et de cuivre produisent aussi les divers composés connus sous les noms de *tombac*, *or de Manheim*; *similor*, *métal du prince Robert*, *pinchbeck*, etc. Le cuivre avec l'étain et quelquefois un peu de zinc, forme le *bronze*, le *métal de cloche*, ou le *métal de canons*. Et quand l'étain forme à peu près un tiers de l'alliage, il est d'un beau blanc, et prend un très-grand poli. On l'appelle alors *métal de miroirs*.

SECTION VIII.

Fer.

Le fer a une couleur blanche bleuâtre, et prend un grand degré de poli. Il est extrêmement malléable, quoique ses lames ne puissent être amenées au même

degré de finesse que l'or et l'argent. Mais il est beaucoup plus ductile que ces métaux, car il peut être tiré en fils aussi fins que les cheveux ; et sa tenacité est telle qu'un fil de 0,03 millimètres de diamètre, peut supporter un poids d'environ 275 kilogramm. Sa pesanteur spécifique varie de 7,6 à 7,8.

Le fer est un des métaux les plus infusibles, son point de fusion est à environ 158° Wedgwood. Il a les propriétés chimiques suivantes.

I. 1. Exposé à l'atmosphère, et principalement quand l'air est humide, il se combine promptement avec l'oxigène, ou en langage ordinaire, il se *rouille*. Si on élève la température du métal, le changement est beaucoup plus rapide, et quand il est très-chaud, la combinaison a lieu avec toutes les apparences d'une combustion. Ainsi les petits fragmens qui s'élancent d'une barre de fer quand on la forge, produisent dans l'atmosphère une combustion vive, et de la limaille de fer projetée sur la flamme d'une chandelle, brûle avec beaucoup d'éclat. L'oxide obtenu de cette manière, est noir, il est attiré fortement par une surface magnétique, il est composé sur 100 parties de

Fer.......	76
Oxigène...	24
	100.

Le même changement se produit plus rapidement, quand on met le fer chauffé en contact avec l'oxigène, il se fait une combustion très-vive, que nous avons décrite à l'article de ce gaz. Cet oxide noir, calciné à une chaleur rouge obscure, à l'air libre, acquiert une nou-

velle quantité d'oxigène, et donne l'oxide rouge consistant en

69	Fer.
31	Oxigène.
100.	

2. Mis en contact avec l'eau à la température de l'atmosphère, le fer s'oxide promptement, et le gaz oxigène se dégage. Quand on met en contact de la vapeur d'eau avec du fer rouge, le même changement se produit avec beaucoup plus de rapidité, le fer a perdu toute sa tenacité, et peut être réduit en une poudre noire, que le docteur Priestley a nommée *finery cinders*, il ne paroît pas différer en composition de l'oxide de fer, obtenu par l'action de l'air atmosphérique, et il est fortement magnétique (1).

(1) M. Berzelius (*Ann. de Chimie*, LXXIX, pag. 127.) reconnoît deux oxides de fer.

Le premier que l'on obtient en dissolvant le fer dans l'acide muriatique à une douce chaleur, est formé de

Fer. . . .	69,34
Oxigène..	30,66
	100.

L'oxidule est obtenu en précipitant une solution récente de fer dans l'acide muriatique ou sulfurique. Cet oxide est blanc, il devient à l'air, bleu, puis vert, et enfin jaune, il contient

Fer. . . .	77,22
Oxigène..	22,78
	100.

M. Gay-Lussac, dans un beau travail, qu'il vient de publier,

II. L'acide sulfurique concentré, agit foiblement sur le fer, mais quand il est étendu, il le dissout faci-

(*Ann. de Chimie*, LXXX, pag. 163.) reconnoît trois oxides de fer.

Le premier se forme toutes les fois que le fer décompose l'eau au moyen d'un acide, sans que celui-ci fournisse de l'oxigène, il contient

Fer. . . .	100,0
Oxigène...	28,3

C'est l'oxide blanc de MM. Thenard et Chenevix.

Le second se forme quand on brûle le fer dans le gaz oxigène ou dans l'air, à une haute température, ou quand l'eau est décomposée par le fer à froid ou à chaud; il contient

Fer. . . .	100,0
Oxigène..	37,8

Il est gris noir, très-magnétique, sa densité est de 5,1072, l'eau étant à 18° centigrades. L'oxide rouge contient

Fer. . . .	100,00
Oxigène..	42,31

Le meilleur moyen de l'obtenir est de faire passer de l'acide nitrique en vapeurs sur du fil de fer très-fin, et chauffé au rouge.

Le sulfate d'oxide noir est d'abord jaune citrin, puis jaune verdâtre, jaune brun, jaune rougeâtre, et enfin brun foncé, quand l'acide étendu de deux fois son volume d'eau est bien saturé. Il donne des cristaux verts, formés d'un rhombe terminé par un biseau partant de la plus grande diagonale du rhombe.

Les dissolutions de cet oxide, 1°. précipitent en brun par les alcalis; 2°. forment un beau bleu avec le prussiate triple de potasse; 3°. donnent un beau bleu avec la noix de galle; 4°. l'ammoniaque redissout l'oxide qu'elle précipite de ces dissolutions; 5°. elles absorbent du gaz nitreux, et deviennent brunes; 6°. l'alcool sépare au bout de quelque temps la liqueur. On obtient des cristaux de sulfate au *minimum*, et il reste du sulfate au *maximum* dans la liqueur. (*Note du traducteur.*)

lement avec dégagement de gaz hydrogène, l'oxigène, nécessaire à la dissolution du métal, provenant de l'eau et non de l'acide. On a calculé d'après la quantité d'hydrogène qui se dégage pendant cette solution, que le fer ne prend pas autant d'oxigène que dans l'état d'oxide noir, que nous avons décrit ci-dessus; et comme la solution, quand on emploie un excès de fer, est peu colorée, et donne par le refroidissement un précipité blanc, nous pouvons admettre avec Thénard, l'existence d'un oxide blanc de fer composé sur 100 parties de

77 $\frac{1}{2}$	Fer.
22 $\frac{1}{2}$	Oxigène.
100.	

La solution de fer dans l'acide sulfurique évaporé, donne des cristaux (1) qui ont une belle couleur verte; ils ont une saveur stiptique, et rougissent les couleurs

(1) M. Berzelius (*loc. cit.*) ne reconnoît aussi que deux sulfates de fer.

Le sulfate de fer neutralisé contient.

Acide sulfurique.	60,44
Oxide de fer. . .	39,56
	100.

Il cristallise en rhombes obliques couleur d'émeraude.

Le sulfate sur-saturé de base, est composé de

Acide sulfurique.	27,33
Oxide de fer. . .	72,67
	100.

Il est en poudre jaune, qui se précipite par l'action de l'air. (*Note du traducteur.*)

bleues végétales : ils se dissolvent dans deux parties d'eau froide, et $\frac{1}{4}$ de leur poids d'eau bouillante, mais ils sont insolubles dans l'alcool. Ils sont composés d'après Kirwan, de 26 d'acide, 28 d'oxide noir, et 46 d'eau. La solution exposée à l'air devient jaune, et dépose une poudre noire, qui est un oxide à un degré d'oxidation plus avancé. Distillés, ces cristaux se décomposent, et donnent un acide concentré et fumant appelé *acide sulfurique glacial.*

En décomposant le sulfate de fer par les alcalis, on obtient un précipité vert, quoique l'oxide soit noir. Cet effet paroît être dû à la combinaison chimique de l'eau avec cet oxide, constituant un *hydrate* ou *hydro-oxide.*

Le sel que nous venons de décrire, est un véritable sulfate de fer. Mais l'acide sulfurique est susceptible de s'unir avec l'oxide qui contient une plus grande quantité d'oxigène, et dans cet état il porte le nom (assez impropre) d'*oxi-sulfate.* On peut former ce sel soit en exposant long-temps à l'air une solution de sulfate, soit en y versant une petite quantité d'acide nitrique, soit enfin en y faisant passer du gaz oxi-muriatique.

Ce sel a une couleur rouge jaunâtre, il ne peut cristalliser, mais il donne par l'évaporation à siccité, une masse qui attire l'humidité de l'air. Il est soluble dans l'alcool, et il peut être séparé par ce moyen du sulfate vert.

On peut changer l'oxi-sulfate en sulfate simple au moyen de plusieurs corps qui peuvent enlever de l'oxigène à son oxide. On y parvient en faisant digérer de la limaille de fer avec une solution de ce sel, ou en faisant passer, au travers, du gaz hydrogène sulfuré.

Le muriate d'étain au minimum jouit de la même propriété.

III. L'acide nitrique concentré agit à peine sur le fer, mais lorsqu'il est étendu d'une petite quantité d'eau, le fer s'y dissout avec une grande promptitude, et dégage une quantité considérable de gaz nitreux. La solution est d'abord verte, mais à peine est-elle saturée, qu'elle devient rouge. Elle ne peut donner de cristaux, mais elle se convertit par l'évaporation en une masse déliquescente.

L'acide nitrique ne peut dissoudre le fer très-oxidé, et il est très-propre à porter ce métal à son maximum d'oxidation. En faisant bouillir plusieurs fois du fer avec de l'acide nitrique à siccité, on obtient l'oxide rouge de ce métal, que nous avons décrit ci-dessus.

D'après M. Davy, le nitrate de fer peut exister dans deux états différens; le nitrate vert dans lequel le fer est au minimum d'oxidation, et le rouge dans lequel il est à son maximum.

IV. L'acide muriatique dissout facilement le fer et ses oxides, qui diffèrent l'un de l'autre par le degré d'oxidation du métal. Le muriate qui contient l'oxide noir, est vert, et celui qui contient l'oxide au maximum est rouge. Ces deux sels sont déliquescens et ne peuvent cristalliser.

V. Le fer peut s'unir avec l'acide prussique (1), par affinité élective double; ainsi quand on mêle des solutions de prussiate triple, de potasse et de fer, l'acide

(1) Nous parlerons plus loin de cet acide.

prussique et l'oxide de fer, se combinent ensemble. Ce prussiate de fer est bleu.

A. Ce sel est à peine soluble dans l'eau.

B. Il n'est pas soluble dans les acides.

C. Il est décomposé à une chaleur rouge; l'acide se détruit, et l'oxide de fer reste.

D. Il est décomposé par les alcalis purs et par les terres, qui séparent l'acide prussique et laissent l'oxide de fer. Ainsi, quand on fait digérer de la potasse avec du prussiate de fer, sa belle couleur bleue disparoît, et on obtient un composé de potasse et d'acide prussique, qui retient cependant une quantité d'oxide de fer qui s'élève de 24 à 30 *pour cent.* C'est donc un véritable prussiate triple de potasse et de fer; mais, comme on ne connoît pas de prussiate de potasse simple, on peut, pour plus de briéveté, lui donner ce nom.

J'ai donné dans le *Journal de Nicholson* (in-4°. IV, 30, 171) un procédé pour préparer le prussiate triple de potasse. J'ai trouvé, après plusieurs essais, que le procédé suivant fournissoit le sel le plus pur.

1. A une solution de potasse privée de son acide carbonique par la chaux, et chauffée à peu près au point de l'ébullition dans une chaudière de fer, ajoutez par degrés du bleu de Prusse en poudre, jusqu'à ce que sa couleur ne change plus; filtrez la liqueur, et lavez le sédiment avec de l'eau jusqu'à ce qu'elle sorte pure; mêlez tous les lavages et placez-les dans une capsule de porcelaine sur un bain de sable : quand la solution sera chaude, ajoutez-y un peu d'acide sulfurique, et continuez de chauffer pendant une heure environ; il se formera un précipité abondant de bleu de Prusse. Séparez ce précipité par la filtration, et essayez une petite quan-

tité de la liqueur filtrée avec un peu d'acide sulfurique : s'il se produit encore beaucoup de bleu de Prusse, ajoutez de nouveau de l'acide sulfurique à la liqueur, que vous exposerez à la chaleur à chaque addition. Ces filtrations et additions d'acide sulfurique à la liqueur, doivent se répéter aussi long-temps qu'il se forme du bleu de Prusse ; mais quand il ne s'en forme plus, on filtre la liqueur.

2. Préparez une solution de sulfate de cuivre dans environ quatre ou six fois son poids d'eau chaude, et versez-en dans la solution 1, tant qu'il se formera un précipité brun ou cuivreux ; lavez le résidu avec de l'eau chaude, et quand les lavages seront incolores, filtrez la liqueur au travers d'un linge, et séchez-le sur une pierre : c'est le prussiate de cuivre.

3. Mettez le précipité en poudre quand il sera sec, et ajoutez-y par degrés une solution de potasse pure préparée comme nous l'avons dit volume Ier, page 235, l'acide prussique quittera l'oxide de cuivre, et s'unira à l'alcali en formant un prussiate aussi exempt de fer qu'il est possible de l'obtenir.

4. Mais si l'on emploie la potasse ordinaire, le sel contient du sulfate de potasse, qu'on peut séparer par l'évaporation lente, parce que le sulfate cristallise le premier. Ajoutez au liquide restant une solution de barite dans l'eau chaude (vol. I, p. 270) aussi long-temps qu'il se fait un précipité, en observant de ne pas en ajouter après la cessation du précipité : cette solution contient encore moins de fer et est entièrement privée de sulfate ; et par une évaporation lente, elle donne, en refroidissant, de beaux cristaux, qui, dissous dans l'eau, forment le prussiate de potasse le plus pur que l'on puisse se procurer.

On peut, si l'on veut, substituer la soude ou l'ammoniaque à la potasse dans cette opération. On peut précipiter le sulfate par le moyen de l'acétate de barite ou de la barite pure : l'acétate de potasse ainsi formé, ne pouvant cristalliser, reste dans l'eau-mère.

E. Quand on mêle du prussiate de potasse avec du sulfate de fer dans lequel le métal est le moins oxidé possible, le prussiate de fer formé est blanc; mais il devient graduellement bleu par son exposition à l'air, parce que le fer absorbe de l'oxigène. (*Voyez le Mémoire de Proust dans le Jour. de Physique* XLV, p. 334).

F. On peut employer le prussiate de potasse comme encre de sympathie, en écrivant avec une plume trempée dans une solution de ce sel. Les caractères ne paroîtront que quand on humectera le papier avec du sulfate de fer, et alors les lettres paroîtront colorées en bleu. On peut faire l'expérience d'une manière inverse, en écrivant avec le sulfate de fer, et faisant paroître les caractères au moyen du prussiate de potasse.

G. Le prussiate de potasse décompose toutes les solutions métalliques, excepté celles d'or, de platine, d'iridium, d'osmium, de tellure et d'antimoine (*Proust, Journal de Physique* XLV, pag. 336).

VI. Le sulfate de fer mêlé avec une infusion de noix de galle, donne une solution noire contenant une nouvelle combinaison d'acide gallique et de tannin. D'après cela, le gallate et le tannate de fer sont donc essentiels à la composition de l'encre : les autres ingrédiens que l'on ajoute ne servent qu'à les tenir en suspension.

Pour que le fer puisse s'unir avec l'acide gallique et le tannin, il faut le combiner avec l'acide sulfurique à l'état d'oxide rouge, car le fer moins oxidé ne forme

pas un composé noir avec ces substances. Cependant la limaille de fer se dissout dans une infusion de noix de galle avec dégagement de gaz hydrogène; le composé n'est pas noir, mais il le devient par son exposition à l'air, parce que le fer s'oxide. Cette solution, avec une quantité suffisante de gomme, forme une très-bonne encre.

On peut expliquer, d'après le même principe, l'effet qu'exerce le fer sur l'encre dont il détruit la couleur. Quand on fait digérer de la limaille de fer avec de l'encre, et que l'on agite souvent, sa couleur disparoit : le même effet a lieu quand on fait passer au travers de l'encre un courant de gaz hydrogène sulfuré. Dans ces deux cas, le fer est en partie désoxidé. Les caractères que l'on trace avec cette encre ne sont pas d'abord lisibles ; mais ils deviennent noirs à l'air, parce que le fer acquiert de l'oxigène.

A. Ecrivez sur un papier avec une infusion de noix de galle, les caractères ne seront lisibles que quand vous y verserez une solution de sulfate de fer. On peut faire l'expérience d'une manière opposée comme ci-dessus (Voyez *F*).

B. La combinaison du fer qui forme l'encre est détruite par les alcalis purs et carbonatés. Versez une solution d'alcali sur les caractères tracés avec l'encre ordinaire, et ils deviendront bruns; il ne restera sur le papier que de l'oxide de fer.

Les alcalis versés avec précaution dans l'encre en précipitent une combinaison noire, mais un excès redissout le précipité.

C. Les caractères qui ont été effacés peuvent redevenir lisibles au moyen d'une infusion de noix de galle.

D. L'encre est décomposée par plusieurs acides qui séparent l'oxide de fer de l'acide gallique, à cause de leur plus grande affinité. C'est par la même raison que l'acide muriatique et quelques acides végétaux détruisent les taches d'encre. De là aussi, quand on ajoute à une solution saturée de sulfate de fer un excès d'acide, il ne se fait pas de précipité en ajoutant de l'infusion de noix de galle.

Quand on chauffe de l'encre avec de l'acide nitrique, il se forme de l'oxalate jaune de fer, qui se précipite par une addition d'ammoniaque.

E. L'encre se décompose à la longue, en partie par l'oxidation du fer, et en partie peut-être par le dégagement de l'acide gallique. C'est pour cela que les taches d'encre dégénèrent en rouille, et cet effet se produit immédiatement, quand on lave un linge taché d'encre avec de l'eau de savon, parce que l'alcali du savon attire l'acide gallique, et laisse seul l'oxide de fer.

F. L'encre est décomposée par l'acide muriatique oxigéné qui détruit l'acide gallique, et l'acide muriatique qui en résulte dissout l'oxide de fer.

Comme toutes les encres dans la composition desquelles entre le fer, se détruisent avec le temps, et par divers agens M. Claye a proposé une encre dont la base est semblable à celle de l'encre d'imprimerie. Elle est formée de 200 grammes d'huile de lavande, 25 de gomme copale en poudre, et $2\frac{1}{2}$ à 3 de noir de fumée. On dissout à l'aide d'une légère chaleur, la gomme copale dans l'huile de lavande, et l'on y mêle le noir de fumée sur un marbre. Après quelques heures de repos, on peut employer cette encre, en l'agitant, et si elle est trop épaisse on la délaye avec un peu d'huile de la-

vande (*Nicholsons' Journal* 8°, 11, 145). Je trouve cette encre fort utile pour écrire des étiquettes pour les bouteilles qui contiennent des acides, ou qui sont exposées aux vapeurs acides dans un laboratoire.

VII. L'acide phosphorique attaque foiblement le fer; on trouve cependant un composé natif de cet acide avec le fer, qui communique à ce métal la singulière propriété de se briser quand il est chaud, d'où on l'a nommé fer cassant à chaud.

Le phosphate de fer est presque insoluble à l'eau. On le prépare facilement en mêlant des solutions de phosphate de soude et de sulfate de fer. Il se forme un précipité blanc qui est soluble dans plusieurs acides, et qui en est précipité sans changement par l'ammoniaque.

L'oxi-phosphate de fer est aussi insoluble. On peut le former en mêlant des solutions de phosphate de soude et d'oxi-sulfate de fer. Ce sel est d'un bleu léger, on l'a recommandé depuis quelque temps comme spécifique pour les cancers.

VIII. L'acide succinique forme avec le fer une masse brune insoluble à l'eau. On peut obtenir ce sel par double décomposition, et principalement en versant du succinate d'ammoniaque dans des sels de fer, il se forme un précipité brun rougeâtre. Klaproth exposa ce précipité à la chaleur, d'abord seul, puis ensuite mêlé avec une petite quantité d'huile de lin. Par la première opération, l'acide fut détruit, et par la seconde, le métal réduit à l'état d'oxide noir. Comme l'oxide noir contient sur 100 parties, 76 de fer métallique, quand on précipite une solution de ce métal par le succinate d'ammoniaque, on peut estimer facilement la quantité de fer contenu dans la solution.

IX. L'acide acétique ou même le vinaigre commun, agit lentement sur le fer, et forme une solution qui est très-employée pour les toiles peintes. On peut obtenir aussi ce sel, par double décomposition, en mêlant des solutions d'acétate de plomb et de sulfate de fer. On peut le former aussi en faisant bouillir de l'acétate de plomb avec du fer métallique, qui précipite le plomb à l'état de métal.

Ce sel peut exister dans deux états différens. Dans l'un des sels, l'oxide est au minimum, et dans l'autre il est au maximum d'oxidation. C'est ce dernier sel que l'on emploie pour les toiles peintes.

X. L'eau chargée d'acide carbonique dissout le fer, sur-tout par l'agitation. Cette dissolution se décompose par l'ébullition, et moins promptement à l'air.

XI. Le fer se combine avec le soufre, et donne deux composés dont les caractères varient beaucoup, selon les proportions de leurs ingrédiens.

A Une pâte de soufre, de limaille de fer et d'eau, brûle avec flamme dans l'espace de quelque temps.

B Un mélange d'une partie de limaille de fer et de trois de soufre, chauffé dans un tube de fer, produit une flamme très-vive au moment de la combinaison.

On peut former ce sulfure de fer d'une autre manière, en frottant une barre de fer chauffée au rouge blanc, avec un canon de soufre; le composé tombera en gouttes et on pourra le conserver dans une fiole. Ce sulfure mêlé avec des acides étendus est le meilleur pour donner de l'hydrogène sulfuré pur.

C Le sulfure de fer humide décompose rapidement l'air atmosphérique. Proust et Hatchett ont trouvé que le sulfure de fer artificiel, et même celui qu'on trouve dans la

nature, contiennent le fer à l'état métallique, ou dans un état bien voisin. Ils ont prouvé aussi qu'il existe deux composés de cette espèce, dont l'un contient une grande quantité de soufre, et l'autre une petite. On peut appeler le premier *sur-sulfure*, et le dernier qui se distingue par la propriété qu'il a d'être magnétique, *sulfure* (1).

Le sur-sulfure n'est pas magnétique, il est à peu près insoluble dans les acides sulfurique et muriatique étendus, et ne donne pas de gaz hydrogène sulfuré. Mais le sulfure est au contraire très-soluble dans les acides, et donne une grande quantité d'hydrogène sulfuré, 100 parties de ce dernier sont formés de

62,5	Fer.
37,5	Soufre.
100.	

(1) M. Berzelius (*Ann. de Chimie*, XLVIII, pag. 127), admet deux sulfures de fer, l'un au *maximum*, et l'autre au *minimum*. Celui-ci est formé, d'après ses expériences, de

37	Soufre.
63	Fer.
100.	

En estimant, d'après la quantité de fer, ou de

Soufre.	37,1
Fer...	62,9
	100.

En estimant d'après la quantité de soufre. Le sulfure, au *maximum*, est formé de

46,08	Fer.
53,92	Soufre.
100.	

(*Note du traducteur.*)

Et 100 parties de sur-sulfure contiennent

62,64	Fer.
47,36	Soufre.
100,00.	

XII. Le fer se combine avec le carbone en diverses proportions; et selon la quantité dans laquelle il existe, le composé a des propriétés très-variées. Ces diverses variétés, avec la combinaison accidentelle d'une petite quantité d'oxigène, forment la fonte de fer, l'acier, etc. On peut déterminer la quantité de carbone dans les sous-carbures de fer, par l'acide sulfureux qui dissout le fer et le soufre, et laisse à nu le carbone. M. Mushet a proposé un essai fort ingénieux, qui consiste à déterminer la quantité de litharge que peut réduire un poids donné du fer que l'on examine.

Il est difficile de donner un exemple plus frappant des différences essentielles que produit dans les propriétés physiques une légère différence de composition, car l'acier ne contient environ que $\frac{1}{100}$ de son poids de charbon.

La fonte de fer ou le fer crud, contient outre quelques corps étrangers, du fer, de l'oxigène, du carbone, et de la silice, et les différences qu'elle présente, dépendent des proportions du carbone, qui existe en grande quantité dans la fonte noire, et en beaucoup plus petite dans la blanche. Par le raffinage le carbone et l'oxigène s'unissent ensemble, et forment du gaz oxide de carbone qui se dégage; tandis qu'une autre partie de fer s'unit à la silice, et s'élève à la surface formant ce qu'on nomme le *laitier*. On obtient alors le fer *malléable* qu'on peut considérer comme tenant un

peu de carbone et de fer en combinaison (1). Quand on chauffe lentement et pendant long-temps une barre de fer avec du charbon, elle perd de l'oxigène et se combine à une nouvelle quantité de carbone. Une petite proportion de ce dernier corps n'est pas susceptible de priver entièrement le fer de sa malléabilité, mais il devient beaucoup plus dur.

En s'unissant avec une plus grande proportion de carbone, il perd entièrement cette propriété et devient plus dur et plus compact, et forme *l'acier fondu fin*; l'acier contient donc du carbone comme la fonte, mais il en diffère parce qu'il est entièrement privé d'oxigène et de silice.

Une autre combinaison de fer et de carbone, qui est un véritable carbure, est la *plombagine*, ou plomb noir, avec lequel on fabrique des crayons, et dont on recouvre le fer pour l'empêcher de se rouiller. Quand on chauffe ce composé à l'air, le carbone se brûle et l'oxide de fer reste. Mêlé avec du nitrate de potasse, et projeté dans un creuset, il produit une déflagration, et par la lixiviation on peut séparer l'alcali et obtenir un oxide de fer qui forme environ $\frac{1}{10}$ de la plombagine employée. Il paroît d'après les nouvelles expériences de MM. Allen et Pepys, que la plombagine brûlée dans le gaz oxigène, laisse un résidu d'environ 5 *pour cent*, et donne par la combustion à peu près la même quantité d'acide carbonique, que le charbon et le diamant.

(1) Hassenfratz a avancé depuis peu de temps, et avec quelque probabilité, que le fer travaillé avec du charbon de bois, doit une partie de sa supériorité à sa combinaison avec le potassium.

M. Davy a trouvé qu'il reste sans altération, lorsqu'on le soumet à l'action d'une batterie voltaïque dans le vide de Toricelli. L'action du potassium sur cette substance n'a pu y démontrer la présence de l'oxigène (*Phil. Trans.* 1809).

SECTION IX.

Nickel.

1. Pour obtenir ce métal à l'état de pureté, on dissout dans l'acide nitrique le nickel du commerce, on évapore à siccité, et l'on répète trois ou quatre fois ces opérations. On dissout ensuite la masse dans l'ammoniaque pure.

On évapore la solution à siccité, on mêle la masse avec deux ou trois fois son poids de flux noir, et on l'expose à une violente chaleur dans un creuset pendant une demi-heure ou trois quarts d'heure.

Richter a donné dans le XII volume du *Journal de Nicholson*, pag. 75, un autre procédé pour purifier le nickel (1).

Ce métal pur a les propriétés suivantes :

---

(1) M. Tupputi (*Ann. de Chimie*, LXXVIII p. 133, et LXXIX, p. 153) propose le moyen suivant, pour la purification du nickel. Il dissout la mine pulvérisée dans $2\frac{1}{2}$ parties d'acide nitrique du commerce, étendu d'un volume égal d'eau ; il évapore aux trois quarts, pour séparer l'oxide d'arsenic, décompose ensuite la liqueur jaune par le sous-carbonate de soude, jusqu'à ce que le précipité devienne vert sale ; fait passer ensuite un courant d'hydrogène sulfuré dans la liqueur rendue acide, précipite l'oxide de nickel par un alcali ou un carbonate d'alcali fixe, puis réduit l'oxide, en formant une pâte avec l'huile et la poix-résine.

Il reconnoît deux oxides, et pense même qu'il en existe un troisième, mais que l'on ne peut obtenir à l'état d'isolement.

Il prouve que le nickel se combine bien avec le soufre, et

1. Sa couleur est intermédiaire entre celle de l'argent et de l'étain.

2. Il ne s'oxide pas à l'air.

3. Il est parfaitement malléable, on peut le forger en barre, et le réduire en plaques quand il est chaud. Quand il a été fondu, sa pesanteur spécifique est de 8,279, et après avoir été forgé, de 8,666.

4. Il paroît être aussi infusible que le manganèse.

5. Le nickel paroît être susceptible de deux degrés d'oxidation. Exposé long-temps à une forte chaleur avec le contact de l'air, il se convertit en un oxide brun qui est magnétique. Quand on le précipite de ses solutions par les alcalis, et qu'on le sèche doucement, il devient gris de cendre, avec une légère teinte de bleu ou de vert, et dans cet état il contient d'après Klaproth, 66 métal et 34 oxigène; chauffé très-fortement, il devient gris noirâtre, et contient alors d'après Richter,

---

qu'aucun métal ne le précipite de ses dissolutions, si ce n'est quand il n'y a pas assez d'acide pour former un sel triple; que les acides sulfurique et phosphorique ne dissolvent le nickel que quand ils sont étendus d'eau; que les acides végétaux n'ont pas d'action sur ce métal, mais que quelques-uns enlèvent son oxide aux acides minéraux; que les sels de nickel contiennent un excès d'acide nécessaire à leur cristallisation; qu'ils sont jaunes ou fauves quand ils sont purs et secs, qu'ils deviennent verts en se combinant à l'eau, et d'autant plus que ce liquide est en quantité plus grande; que ces sels ont une saveur sucrée et astringente, puis âcre et métallique; que la potasse et la soude décomposent en entier les sels solubles de nickel simples et triples, excepté quand l'une des bases est l'ammoniaque, le zinc et quelqu'autre métal soluble dans les alcalis fixes; que l'hydrogène sulfuré précipite le nickel en raison de la moindre acidité de la dissolution. (*Note du traducteur.*)

78 de métal, et 22 d'oxigène. Tous les sels de nickel, précipités par une solution de potasse bouillante, donnent un précipité vert qui est de l'*hydrate* de nickel (*Proust Journ. de Physique*). A une chaleur suffisamment élevée, les oxides de nickel sont réductibles sans addition, et de même que l'or, l'argent, et le platine, il ne s'oxide point à une chaleur très-forte. On peut donc le ranger parmi les métaux nobles et parfaits.

6. Le magnétisme agit avec moins de force sur le nickel que sur le fer, et le nickel lui-même acquiert de la polarité.

7. Les acides sulfurique et muriatique ont peu d'action sur le nickel. Ses meilleurs dissolvans sont les acides nitrique et nitro-muriatique; sa solution nitrique a une belle couleur vert de gazon. Le carbonate de potasse y fait un précipité vert pomme, qui prend une couleur gris foncé, quand on le chauffe.

8. Quand on ajoute de l'ammoniaque pure à du nitrate de nickel, il se forme un précipité à peu près semblable à celui que donne le même alcali, formé dans nos solutions de cuivre, mais un peu moins foncé. Cette couleur passe, dans l'espace d'une heure ou deux, au rouge améthiste, ou au violet; elle est changée en vert pomme par les acides, et en bleu ou en violet par l'ammoniaque. Si le précipité retient sa couleur bleue, c'est un indice qu'il contient du cuivre (Richter, *Nich. Journal*, XII).

9. Tous les sels de nickel sont décomposés par les hydro-sulfûres alcalins, qui y forment un précipité blanc; mais l'hydrogène sulfuré n'a pas d'action sur ces sels.

10. Le prussiate de potasse forme dans les sels de

nickel un précipité vert de mer. D'après Bergmann, 250 parties de ce précipité contiennent 100 de nickel métallique. Cette détermination diffère beaucoup de celle de Klaproth, d'après lui, 100 grammes de nickel, dissous dans l'acide sulfurique, donnent, par le prussiate de potasse, un précipité, qui, après avoir été séché, pèse 300 grammes.

11. La teinture de noix de galle ne produit pas de changement dans les solutions de nickel.

12. Une lame polie de zinc ou de fer, ne précipite pas le nickel de ses dissolutions. (Klaproth, *Essais analytiques*, vol. I, pag. 433.) Le zinc produit un précipité consistant, pour la plus grande partie, en fer et en arsenic, avec lequel le nickel se trouve généralement mêlé. La couleur bleue des dissolutions de nickel est due, en grande partie, au fer.

13. Le nickel peut s'allier avec la plupart des métaux, mais ses composés n'ont pas de propriétés particulières intéressantes. On en a trouvé dans toutes les pierres météoriques analysées jusqu'à présent, quelque éloignés que soient les lieux dans lesquels elles soient tombées.

SECTION X.

Etain.

Pour examiner les propriétés de ce métal il faut employer l'étain de Malaca, ou l'un des étains les plus purs du commerce.

L'étain a une couleur blanche argentine, et par son exposition à l'air il se ternit légèrement; mais cette oxidation ne semble pas augmenter avec le temps. Sa

pesanteur spécifique est d'environ 7,9. Il est extrêmement mou et peu élastique. Quand on plie en divers sens un lingot d'étain, il fait entendre un craquement tout particulier; il est très-malléable, et peut être réduit en feuilles très-minces.

I. L'étain fond à une chaleur modérée, à environ 296° centigrades; et quand on le chauffe pendant longtemps, il se convertit en poudre grise. Cette poudre, qui paroît être le premier oxide d'étain, fondu avec du verre pur, forme de l'émail blanc.

L'oxide gris chauffé au rouge s'enflamme, et en absorbant de l'oxigène, il passe au blanc pur. Cet oxide blanc perd une partie de son oxigène à un feu violent, et entre en fusion. *L'oxide gris* est composé, selon Proust, de 80 parties d'étain et 20 d'oxigène, et *l'oxide blanc*, de 72 d'étain et 28 d'oxigène. On peut obtenir ce dernier en projettant de l'étain dans un creuset bien rouge; l'oxide s'élève en fleurs semblables à celles du zinc (1).

II. L'étain ne s'oxide pas à l'air à la température ordinaire de l'atmosphère, lors même qu'il est humide, et c'est à cause de cette propriété qu'on l'emploie pour recouvrir le cuivre.

III. L'étain s'amalgame facilement avec le mercure;

---

(1) M. Gay-Lussac (*Ann. de Chimie*, LXXX, pag. 169), a observé que quand l'étain décompose l'eau en se dissolvant dans l'acide muriatique, il prend 13,5 d'oxigène par quintal, et que quand on fait passer sur ce métal rouge, de l'eau en vapeur, on obtient un oxide blanc semblable à celui formé par l'acide nitrique, et qui contient

Etain. . .	100,0
Oxigène. .	27,2

(*Note du traducteur.*)

on emploie cet amalgame pour l'étamage des glaces. On le forme en ajoutant successivement trois parties de mercure à deux d'étain fondu dans une chaudière de fer, et agitant le mélange.

IV. L'étain se dissout dans l'acide sulfurique, qui en prend la moitié de son poids quand il est concentré et chaud. Il se dissout aussi dans cet acide étendu de quatre fois son poids d'eau, et chauffé. Pendant cette dissolution, il se dégage de l'acide sulfureux, et dans la dernière il se forme à la surface une pellicule qui se précipite par le refroidissement. La solution saturée dépose, au bout de quelque temps, des cristaux aiguillés de sulfate d'étain. Si on fait long-temps bouillir ce sulfate, il se forme un précipité blanc qui ne se redissout pas. C'est de l'oxide blanc qui retient un peu d'acide, et qui constitue un *sous-sulfate*.

V. Quand on verse de l'acide nitrique très-concentré sur de la limaille d'étain, il produit peu d'effet; mais si l'on ajoute un peu d'eau, il se manifeste une violente effervescence, et le métal se réduit en une poudre volumineuse formée d'oxide blanc retenant un peu d'acide. Si l'on ajoute plus d'eau, on obtient une liqueur acide qui tient un peu d'étain en solution. L'étain se dissout cependant avec lenteur dans l'acide nitrique très-étendu. La solution est jaune, et dépose un oxide d'étain par le repos.

VI. L'acide muriatique concentré est le meilleur dissolvant de l'étain. Quand on verse sur une partie d'étain, dans une cornue tubulée, deux parties d'acide muriatique concentré, et que l'on chauffe, la solution est complète, à l'exception d'un peu de poudre noire que l'on n'a pas suffisamment examinée, et l'acide prend

environ le quart de son poids d'étain (1). La solution contient toujours un excès d'acide, elle est parfaitement limpide et incolore; le métal y existe à l'état d'oxide au *minimum*. Il a beaucoup de tendance à s'emparer de l'oxigène, et alors on le préserve avec soin du contact de l'air. Cette propriété d'absorber l'oxigène est si remarquable, qu'on l'emploie comme moyen eudiométrique. Il a aussi la propriété de réduire au *minimum* d'oxidation les sels de fer dans lesquels l'oxide est au *maximum*. Par exemple, il réduit le sulfate de fer rouge en sulfate vert. On l'emploie comme réactif pour reconnoître l'or et le platine, comme nous l'avons dit ci-dessus, et il précipite en noir les solutions de sublimé corrosif : avec l'hydrogène sulfuré, il forme un précipité noir.

VII. On peut combiner l'étain avec l'acide muriatique en en faisant un amalgame de mercure, le distillant avec son poids de muriate de mercure, et distillant le mélange; ou bien l'on peut former le même composé, d'après Proust, en distillant un mélange de huit parties d'étain en poudre, et de 24 parties de sublimé corrosif. Le produit est un liquide qui émet des fumées blanches quand il est exposé à l'air, et qui portoit autrefois le nom de *Liqueur fumante de Libavius*. Elle ne précipite pas les muriates d'or et de mercure : l'hydrogène sulfuré y forme un précipité jaune; elle dissout une nouvelle portion d'étain, et se change alors en muriate simple.

(1) Voyez, sur la préparation du muriate d'étain, les mémoires de Berard, dans les *Annales de Chimie*, XXVIII, pag. 78, ou le *Journal de Nicholson*, XXVI.

Ce composé, d'après les recherches de M. Adet, est un muriate oxigéné d'étain entièrement privé d'eau, et qui a une forte affinité pour ce fluide. C'est à cause de cette propriété qu'il fume à l'air, parce qu'il s'unit à l'humidité de l'atmosphère.

VIII. L'acide nitro-muriatique (formé avec deux parties d'acide muriatique et une d'acide nitrique) dissout l'étain en grande quantité avec une vive effervescence et une chaleur telle, qu'il est nécessaire d'ajouter le métal par petites portions. La solution prend facilement la forme d'une masse gélatineuse tremblante, elle se décompose en partie par l'addition de l'eau qui occasionne la précipitation d'une portion d'oxide. Les teinturiers en écarlate préparent leur solution avec de l'acide étendu ou eau forte du commerce, à chaque kilogramme duquel ils ajoutent 30 ou 60 grammes de muriate de soude ou d'ammoniaque. Ce composé peut dissoudre environ le huitième de son poids d'étain.

IX. L'acide acétique (vinaigre distillé) digéré avec de la limaille d'étain, dissout un peu de ce métal, et devient opalin et laiteux. Cette solution est décomposée par l'action de l'air, et dépose un oxide insoluble.

L'étain se dissout dans l'acide tartarique. On emploie cette solution dans l'étamage par la voie humide. On trouve ce procédé dans le *Dictionn. d'Aikin*, II, p. 427.

X. L'oxide d'étain se combine avec le soufre, et donne un composé brillant et qui possède la couleur de l'or, d'où il tire son nom d'*Or musif.*

XI. L'étain forme avec quelques métaux des alliages utiles. Le *métal des potiers* est un de ces alliages. La meilleure espèce est entièrement privée de plomb, et contient principalement une petite proportion d'antimoine, de

cuivre et de bismuth. La *soudure des plombiers* se forme avec environ parties égales de plomb et d'étain.

SECTION XI.

Plomb.

Le plomb est blanc-bleuâtre, et quand il vient d'être fondu, il a un éclat considérable qui se ternit promptement. Sa pesanteur spécifique est de 11,352. Il est assez malléable pour être réduit en feuilles très-minces, et il peut être tiré en fils qui ont cependant moins de ténacité que la plupart des autres métaux.

Il se fond, d'après Morveau, à 384° centigrades, et d'après Chrighton de Glasgow, à 396°. Chauffé à l'air libre, il fume et se volatilise en produisant un oxide gris qui se condense sur les corps froids. Il s'oxide lentement aussi à l'air, dans les températures ordinaires, et beaucoup plus rapidement quand on l'expose alternativement à l'action de l'air et de l'eau.

Le plomb paroît être susceptible de former quatre oxides distincts.

1. *L'oxide jaune* peut s'obtenir en décomposant le nitrate de plomb par le carbonate de soude, et en calcinant le précipité. Cet oxide est insipide et insoluble dans l'eau, mais il se dissout dans la potasse et les acides. Il forme, quand on le chauffe, un verre jaune demi-transparent. Il est composé, d'après Proust, de 91 métal et 9 oxigène, ou, d'après le docteur Thomson, de 89,7 de plomb, et 10,3 d'oxigène.

On trouve cet oxide jaune dans le commerce sous

le nom de *Massicot,* et il paroît qu'il forme la base du carbonate de plomb que l'on emploie dans la peinture sous le nom de *Blanc de plomb.*

2. Proust a formé un autre oxide qui contient une moindre quantité d'oxigène, en faisant bouillir le nitrate de plomb avec du plomb métallique, et en procédant comme ci-dessus. Cependant la proportion d'oxigène diffère si peu de celle du premier oxide, qu'il est douteux si ce sont deux composés distincts. Il contient, d'après Proust :

91,5	Plomb.
8,5	Oxigène.
100.	

Le plomb est dans cet oxide au *minimum* d'oxidation.

3. Quand on expose le massicot à la chaleur, en lui faisant présenter une grande surface à l'air, il se convertit en un oxide d'un beau rouge, connu communément sous le nom de *Plomb rouge* ou *Minium.* Sa pesanteur spécifique est de 8,940. Quand on le chauffe au rouge, il donne de l'oxigène et perd environ quatre ou cinq *pour cent* de son poids. Les acides ne l'attaquent pas. Il est composé de 88 *pour cent* de plomb et 12 d'oxigène.

4. On peut obtenir un oxide de plomb à un degré d'oxidation plus avancé, en faisant passer du gaz oximuriatique au travers de l'eau, qui tient en suspension de l'oxide rouge de plomb. En précipitant ensuite, et faisant sécher cet oxide, il est de couleur puce et d'une texture très-fine. Il est insoluble dans l'acide nitrique; il donne 9 *pour cent* d'oxigène quand on le chauffe,

et il se convertit en oxide jaune : il paroît être composé d'environ 80 de plomb et 20 d'oxigène.

Les oxides de plomb se vitrifient facilement, et ont la propriété de s'unir à tous les métaux, excepté à l'or et à l'argent. On peut alors purifier ces deux métaux en les chauffant avec du plomb. Le mélange doit être tenu pendant quelque temps à l'état de fusion dans une capsule de cendres d'os, que l'on nomme *Coupelle.* Le plomb se vitrifie dans la coupelle, entraînant avec lui les autres métaux, laissant l'or ou l'argent à l'état de pureté.

Les oxides de plomb perdent leur oxigène par l'application de la chaleur. Distillés dans une cornue de terre, ils donnent du gaz oxigène, et en quantité beaucoup plus grande, lorsqu'on les chauffe avec de l'acide sulfurique concentré.

Pour obtenir du gaz oxigène, on peut verser l'acide sur de l'oxide de plomb contenu dans une bouteille de verre que l'on chauffe légèrement. Le gaz obtenu de cette manière, après avoir été lavé avec un peu d'eau, est assez pur pour les expériences ordinaires.

Les oxides de plomb se réduisent aussi quand on les chauffe avec des corps combustibles. Ainsi, quand on calcine dans un creuset un mélange d'oxide rouge et de charbon, on trouve à la fin de l'expérience un bouton de plomb dans le creuset (1).

---

(1) M. Berzelius (*Annales de Chimie*, LXXVIII, pag. 11 et 123) s'est servi du plomb réduit du nitrate, pour obtenir les divers oxides de ce métal. L'oxide jaune contient d'après lui

92,85	Plomb.
7,15	Oxigène.
100.	

II. L'eau pure n'a pas d'action sur le plomb, mais elle dissout une petite quantité d'oxide de ce métal. Quand le plomb est en contact avec l'eau et l'air, il s'oxide et se dissout, sur-tout quand on l'agite. C'est de là que provient le danger des réservoirs et des tuyaux de plomb pour conserver l'eau qui est destinée à être bue. L'eau paroît agir aussi plus promptement sur ce métal, lorsqu'elle contient des sels neutres, comme cela arrive pour l'eau de source (1).

Le minium. { 90 Plomb. / 10 Oxigène.
100.

L'oxide brun. { 86,51 Plomb. / 13,49 Oxigène.
100

Le sulfate de plomb est formé, d'après le même chimiste, de

86,64 Plomb.
13,36 Soufre.
100.

Le sulfate d'oxidule de plomb contient

Acide sulfurique. . . . 26,346
Oxidule de plomb. . . 73,654
100.

Le muriate d'oxidule de plomb, est formé de

19,6124 Acide muriatique.
80,3876 Oxidule de plomb.
100.

(*Note du traducteur*).

(1) Consultez, sur la présence du plomb dans l'eau, les *Re-*

III. L'acide sulfurique n'a d'action sur le plomb que lorsqu'il est concentré et bouillant. Il se décompose alors, et il se forme de l'acide sulfureux. L'insolubilité du plomb dans l'acide sulfurique permet de l'employer pour les constructions des chambres dans lesquelles on prépare cet acide, et même pour l'évaporer en partie. On peut former du sulfate de plomb en versant de l'acide sulfurique, ou même du sulfate de soude, dans un sel de plomb. Son insolubilité le rend utile pour l'analyse des minéraux, et alors il faut connoître exactement ses proportions. Cent parties contiennent, d'après Berthier,

69,34	Plomb.
5,03	Oxigène.
25,63	Acide.
100,00	.

IV. L'acide nitrique un peu étendu dissout le plomb avec dégagement de gaz nitreux. Si l'acide est en petite quantité, il se forme un sous-nitrate qui se dissout dans un excès d'acide. Il reste une petite quantité de poudre insoluble que le Dr. Thomson a trouvé être de l'oxide d'antimoine avec un peu de silice. La solution ne se décompose pas quand on y verse de l'eau. Il donne, par l'évaporation, des cristaux larges et réguliers qui se dissolvent dans environ 7 ½ parties d'eau bouillante. Les acides sulfurique et muriatique forment dans cette dissolution un précipité insoluble. Le muriate de plomb,

---

cherches sur les eaux de source, par le docteur Lambe. *Londres*, Jonson, in-8°.

après avoir été lavé avec de l'eau distillée, et séché, forme, quand on le fond dans un creuset, une masse demi-transparente appelée *Plomb corné*.

V. L'acide carbonique se combine avec le plomb. Quand on précipite du nitrate de plomb par le carbonate de soude, on obtient du carbonate de plomb ou blanc de plomb, que Bergmann a prouvé ne pas contenir d'acide acétique, quoique cet acide serve à préparer celui que l'on trouve ordinairement dans le commerce.

VI. Quand on dissout du carbonate de plomb dans le vinaigre distillé, et qu'on fait cristalliser la solution, on obtient un sel qui est d'une grande utilité dans les arts. Le sur-acétate de plomb, à cause de sa saveur, est connu depuis long-temps sous le nom de *Sucre de plomb*.

Il est en petits cristaux aiguillés et est à peu près également soluble dans l'eau froide et dans l'eau chaude, c'est-à-dire, dans environ quatre fois son poids de ce fluide. Cette solution se décompose par son exposition à l'air, parce qu'elle attire de l'acide carbonique qui forme un carbonate insoluble. Elle est décomposée aussi par les carbonates et les sulfates alcalins.

Le sur-acétate de plomb est formé de

26	Acide.
58	Oxide jaune.
16	Eau.
100.	

En faisant bouillir une solution de 100 parties de sur-acétate de plomb et de 150 de litarge, ce sel passe à l'état d'acétate neutre. Ce sel a une saveur moins sucrée

que le précédent; il est moins soluble dans l'eau, et cristallise en plaques : il est formé, d'après Thénard, de

17	Acide.
78	Oxide jaune.
5	Eau.
100.	

Toutes les dissolutions de plomb sont décomposées par l'hydrogène sulfuré et par les hydro-sulfures alcalins. Ce sont d'excellens réactifs pour reconnoître la présence du plomb dans le vin et dans d'autres liqueurs, où ils forment un précipité brun. C'est par la même raison que les caractères tracés avec une solution d'acétate de plomb, deviennent lisibles quand on les expose à l'hydrogène sulfuré. Cette même propriété explique aussi pourquoi les hydro-sulfures alcalins noircissent dans les bouteilles qui les contiennent. Cet effet est dû à l'action de l'hydrogène sulfuré sur l'oxide de plomb que contient le verre.

VII. Les oxides de plomb décomposent le muriate de soude. Mêlez deux parties de minium avec une de sel commun, et faites en une pâte avec de l'eau : l'alcali se séparera, et l'acide muriatique s'unira au plomb. Séparez l'oxide au moyen de l'eau, séchez la masse, et fondez-la dans un creuset, vous aurez une couleur employée dans la peinture sous le nom de *Jaune minéral.*

VIII. Le plomb s'unit avec le soufre et forme un composé de couleur bleue et d'un brillant considérable appelé *Galène.* Il est composé de 86 de plomb et de 14 de soufre. Il y a aussi un autre sulfure qui contient 20 parties de soufre, et qu'on peut appeler *Sur-sulfure*;

SECTION XII.

Zinc.

Le *Zinc* est blanc brillant, avec une teinte de bleu; sa pesanteur spécifique varie de 6,86 à 7,1 : le plus léger est le plus pur. Par un traitement particulier, il devient malléable (1), et peut être réduit en feuilles et tiré en fils.

I. Le zinc se fond à une chaleur modérée, c'est-à-dire, à environ 434° du thermomètre centigrade, et la masse fondue cristallise régulièrement par le refroidissement.

II. Il s'altère fort peu par son exposition à l'air à la température ordinaire, mais il s'oxide rapidement à une forte chaleur. Quand on le tient en fusion pendant quelque temps, il se couvre d'un oxide gris; mais lorsqu'on le projette dans un creuset chauffé au blanc, il s'enflamme et brûle avec une belle lumière blanche; il se sublime un oxide blanc léger qui ressemble beaucoup à du coton cardé. Cependant cet oxide n'est pas volatil; quand on l'expose à une forte chaleur, il se fond en verre. Proust l'a examiné avec beaucoup d'attention, et l'a trouvé composé de 80 parties de zinc et 20 d'oxigène. Exposé à l'air dans une cornue ou dans un creuset couvert, il perd une partie de son oxigène et devient jaune; il forme alors un oxide composé de 88 parties de zinc et 12 d'oxigène. Gay-Lussac a trouvé que 100 parties de zinc, en s'oxidant au *maxi-*

---

(1) Sa malléabilité a été annoncée par M. Silvestre, dans le *Magasin philosophique*, vol. XXIII.

mum, prennent 24,41 d'oxigène, ou environ 19 *pour cent.*

III. Le zinc se dissout facilement dans l'acide sulfurique étendu, et il se dégage, pendant cette solution, du gaz hydrogène qui est combiné à une portion de métal. On a trouvé qu'en brûlant un courant de ce gaz nouvellement préparé dans l'appareil de Cuthberson (*Pl.* IV, *Fig.* 34), il occasionne la fusion d'un fil de platine, quoique le gaz pur soit privé de cette propriété. On peut obtenir ce gaz tenant du zinc en solution, par un procédé de Vauquelin. On introduit un mélange de mine de zinc, appelée *Blende* ou *Calamine*, et de charbon, dans un tube de porcelaine placé horizontalement dans un fourneau ; et quand il est rouge, on fait passer dessus de la vapeur de l'eau. Le gaz qui se produit est un mélange d'acide carbonique, d'hydrogène carburé et d'hydrogène zincé. Le zinc se dépose à la surface de l'eau sur laquelle on conserve ce gaz. Mais lorsqu'on le brûle quand il est récemment préparé, ce gaz donne une flamme bleue.

La solution de zinc dans l'acide sulfurique cristallise régulièrement. Ce sel est soluble dans 2 ½ parties d'eau, et cette solution n'est pas précipitée par les autres métaux. On varie beaucoup sur sa composition ; Bergmann a trouvé que 100 parties de ce sel donnent 61,24 de sulfate de barite sec, et il doit consister alors en

Eau..........	39,0
Acide........	20,4
Oxide de zinc..	40,6
	100.

Cependant M. Smithson a établi que lorsqu'il est par-

faitement privé d'eau, il est composé de parties égales d'oxide de zinc et d'acide sulfurique (1).

IV. L'acide nitrique d'une force moyenne agit sur le zinc avec une grande violence. La solution cristallise par évaporation, et donne un sel déliquescent.

V. L'acide muriatique un peu étendu agit sur le zinc en dégageant du gaz hydrogène pur. La solution est claire, mais elle ne peut cristalliser par l'évaporation. Cependant le sel desséché peut se sublimer, et donne une masse demi-solide qu'on a nommée *Beurre de zinc.* Quand on l'évapore rapidement, elle donne un extrait épais qui a quelque chose de la viscosité de la colle.

VI. On peut former l'acétate de zinc directement en dissolvant l'oxide blanc dans du vinaigre, ou en mêlant des solutions de sur-acétate de plomb et de sulfate de zinc. Il se forme du sulfate de plomb insoluble, et l'acétate de zinc reste en solution. On obtient par évaporation un sel cristallisé et permanent.

VII. Le zinc s'oxide quand on le fait bouillir avec des solutions d'alcalis caustiques, et une portion de l'oxide se dissout. On peut obtenir un composé semblable en projetant un mélange de nitre et de limaille de zinc dans un creuset rouge.

---

(1) D'après M. Gay-Lussac (*Ann. de Chimie*, LXXIX, p. 170), le zinc, en se dissolvant dans les acides sulfurique et muriatique, ou en s'oxidant par l'acide nitrique, ne forme qu'un seul oxide, composé de

Zinc. . . .	100,0
Oxigène. .	24,4.

(*Note du traducteur.*)

VIII. Le zinc à l'état métallique a peu d'affinité pour le soufre; mais l'oxide blanc de zinc, mêlé avec des fleurs de soufre, s'y combine facilement, et donne une masse brune-jaunâtre. L'eau, imprégnée d'hydrogène sulfuré, décompose, au bout de quelque temps, les solutions de zinc, et forme un précipité jaune, qui est probablement un hydro-sulfure.

IX. Le zinc se combine avec le phosphore; le phosphure de zinc a une couleur blanchâtre et un éclat à peu près semblable au plomb : il est un peu malléable, exhale une odeur de phosphore, et brûle à une haute température comme le zinc.

X. Le zinc peut former des alliages avec la plupart des métaux. Le plus utile de tous, l'airain, a été décrit à l'article du *Cuivre*.

SECONDE CLASSE.

Métaux cassans et facilement fusibles.

SECTION XIII.

Bismuth.

Le *Bismuth* a une couleur blanche-rougeâtre; il est composé de plaques larges et brillantes qui adhèrent les unes aux autres. Sa pesanteur spécifique est de 9,822, mais elle augmente par le martellement. Ce métal se brise cependant sous le marteau, et ne peut alors être considéré comme malléable : il ne peut être tiré en fils.

I. Le bismuth est un des métaux les plus fusibles, puisqu'il se fond à 315° centigrades, et il forme plus

rapidement que la plupart des autres métaux, des cristaux par un refroidissement lent.

II. Quand on le tient fondu à une chaleur modérée, il se couvre d'un oxide gris-verdâtre ou brun. A une chaleur plus violente, il se volatilise, et peut être sublimé en vaisseaux clos; mais avec l'accès de l'air, il brûle avec une flamme bleue, et son oxide s'exhale sous la forme d'une fumée jaune condensable par les corps froids. Cet oxide est très-fusible, et se convertit par la chaleur en un verre jaune transparent. C'est le seul oxide de bismuth que l'on connoisse bien; il est formé sur 100 parties, de 89,3 bismuth, et 10,7 oxigène.

III. L'acide sulfurique agit sur le bismuth avec dégagement d'acide sulfureux; une partie du bismuth se dissout, et le reste se change en un oxide insoluble.

IV. L'acide nitrique dissout rapidement le bismuth. A une partie ou deux d'acide nitrique, ajoutez, à des intervalles égaux, une partie de bismuth coupé en petits morceaux, la solution donnera des cristaux. Cette solution est décomposée par l'eau, et il se précipite une matière blanche appelée *Magister de bismuth*, ou *Blanc de perle*. Il est formé d'oxide de bismuth et d'une petite quantité d'acide nitrique. Cette couleur n'est pas solide, parce qu'elle change facilement par l'hydrogène sulfuré, et en général par les vapeurs des matières en putréfaction.

V. L'acide muriatique agit sur le bismuth. Le composé qui en résulte quand il est privé d'eau par l'évaporation, peut être sublimé, et donne un sel mou et déliquescent, auquel on a donné improprement le nom de *Beurre de bismuth*.

VI. Le bismuth peut former la base d'une encre de

sympathie. L'acide que l'on emploie à cet effet ne doit pas agir sur le papier; on se sert alors avec avantage de l'acide acétique. Les caractères écrits avec cette solution deviennent visibles quand on les expose à la vapeur de l'hydrogène sulfuré.

VII. Le bismuth peut s'allier avec la plupart des métaux, et forme, avec quelques-uns d'eux, des composés d'une fusibilité remarquable. L'un d'eux, le *métal fusible* d'Isaac Newton, consiste en 8 parties de bismuth, 5 de plomb et 3 d'étain; il se fond dans l'eau avant son point d'ébullition. C'est à cause de cette propriété de former des alliages fusibles, que l'on fait entrer le bismuth dans la composition de plusieurs soudures, et c'est là son principal usage. Le bismuth a la propriété singulière de priver l'or de sa ductilité, même quand on le combine avec lui en très-petite proportion. Cet effet a lieu en tenant simplement de l'or en fusion près d'un bain de bismuth à la même température.

SECTION XIV.

Antimoine.

I. Le métal que l'on vend dans le commerce sous le nom d'*Antimoine*, est un composé de ce métal avec le soufre, dans la proportion de 75 de métal et 25 de soufre. Pour obtenir l'antimoine à l'état métallique, on mêle le sulfure natif avec deux tiers de son poids de tartrate acidule de potasse (à l'état de tartre cru) et un tiers de nitrate de potasse privé de son eau de cristallisation. On projette par petites portions ce mélange dans un creuset rouge, et on coule la masse dans un moule de cuivre graissé d'un peu d'huile. L'anti-

moine gagne le fond à cause de sa pesanteur spécifique, et il adhère aux scories dont on peut le séparer par le martellement; ou bien on peut obtenir ce métal en chauffant, dans un creuset couvert, trois parties de sulfure avec une de limaille de fer. Le soufre quitte l'antimoine, et se combine avec le fer.

II. L'antimoine à l'état métallique (qui portoit autrefois le nom de *Régule d'antimoine*) est un métal blanc argentin très-cassant et d'une texture feuilletée.

III. Il se fond à une chaleur modérée, et cristallise en pyramides par le refroidissement. Il peut être volatilisé en vaisseaux clos, sans éprouver de changement.

IV. Il éprouve peu de changement à l'air dans les températures ordinaires; mais quand on le fond à l'air, il émet une fumée blanche qui consiste en un oxide de ce métal. Cet oxide portoit autrefois le nom de *Fleurs argentines d'antimoine.* Quand on met de la vapeur d'eau en contact avec l'antimoine chauffé au rouge, elle se décompose avec une telle rapidité, qu'elle produit une violente détonation.

V. L'antimoine se combine avec le phosphore et le soufre. Le sulfure artificiel est exactement semblable à celui que l'on trouve dans la nature, mais l'on emploie ce dernier, à cause de son bas prix, pour examiner les propriétés de ce composé.

1. Quand on grille lentement, dans un têt à rôtir, du sulfure d'antimoine natif (fréquemment appelé *Antimoine cru*), il perd graduellement son soufre; et le métal, attirant de l'oxigène, se convertit en un oxide gris. Quand on chauffe fortement cet oxide, il se fond et se convertit en un verre transparent sur les bords, que l'on nomme *Verre d'antimoine.* Il consiste en 8 parties

d'oxide et 1 de sulfure, avec 10 *pour cent* de silice. La même quantité d'oxide avec 2 parties de sulfure, donne un composé opaque d'un rouge inclinant au jaune, que l'on appelle *Crocus metallorum*. Avec 8 parties d'oxide et 4 de soufre, on obtient une masse rouge-brunâtre, appelée *Foie d'antimoine*. Dans tous ces composés, l'oxide est au *minimum* d'oxidation, car le peroxide est incapable de dissoudre le sulfure.

2. Fondu avec de la potasse, le sulfure d'antimoine donne un composé triple d'alcali, de soufre et d'antimoine. On peut former aussi cette combinaison par la voie humide, en faisant bouillir avec de la potasse du sulfure natif. La solution dépose, en refroidissant, un oxide hydro-sulfuré, dans lequel l'oxide prévaut, et que l'on nomme *Kermès minéral*. Quand on ajoute à la solution un acide étendu, il se précipite un composé formé des mêmes principes, mais avec une plus grande proportion de soufre, et que l'on nomme *Soufre doré d'antimoine*.

3. Quand on fait détoner du sulfure d'antimoine avec du nitrate de potasse, le soufre est oxigéné par l'acide nitrique; il se forme du sulfate de potasse, et l'on obtient un oxide d'antimoine dont les proportions varient selon la quantité de nitre employée. L'oxide reste après qu'on a enlevé le sel par la lixiviation. Quand on emploie quatre parties de nitre contre une de sulfure, le métal prend 32 *pour cent* d'oxigène, et acquiert quelquefois les caractères d'un acide qui forme avec la potasse un composé cristallisable.

VI. L'antimoine est dissous par la plupart des acides. L'acide sulfurique agit sur lui avec dégagement d'acide sulfureux, et il se forme un oxide dont il ne reste qu'une

petite quantité dans l'acide. L'acide nitrique dissout ce métal avec une grande violence; l'acide muriatique agit sur lui par une longue digestion, mais son meilleur dissolvant est l'acide nitro-muriatique qui, à l'aide de la chaleur, décompose le sulfure natif et dissout le métal. Il forme avec l'acide muriatique oxigéné un composé pâteux qui portoit autrefois le nom de *Beurre d'antimoine*. On peut l'obtenir en exposant du sulfure noir d'antimoine à la vapeur du gaz acide muriatique oxigéné, et distillant ensuite, ou bien en distillant de l'antimoine en poudre avec deux fois son poids de muriate de mercure corrosif. Le métal s'oxide au *maximum*, et s'unit à l'acide muriatique simple. En traitant ce composé par l'eau, il s'en sépare une poudre blanche appelée *Poudre d'Algaroth*.

VII. Thénard suppose que l'antimoine est susceptible de plusieurs degrés d'oxidation; mais, d'après Proust, ces oxides peuvent être réduits à deux. On peut obtenir le premier oxide en versant de l'eau dans du muriate d'antimoine, et lavant le précipité avec de l'eau contenant un peu de potasse. Quand on le sèche, il prend une couleur blanc sale et sans aucun éclat; il se fond à une chaleur rouge modérée, et devient opaque en refroidissant. Il est composé de

81,5	Antimoine.
18,5	Oxigène.
100.	

L'oxide au *maximum* peut être obtenu en rassemblant les fleurs d'antimoine décrites ci-dessus, ou en faisant agir l'acide nitrique sur le métal, ou bien en

projetant de l'antimoine dans du nitre fondu. Cet oxide est blanc et beaucoup moins soluble dans l'eau que le protoxide; il est aussi moins fusible, et peut se volatiliser à une basse température, en formant des cristaux prismatiques d'un éclat argentin. Il est composé de

77	Antimoine.
23	Oxigène.
100.	

VIII. L'antimoine se combine avec la plupart des métaux; il détruit la ductilité de l'or, même lorsqu'il ne forme que $\frac{1}{1000}$ de la masse, ou quand on expose l'or à la vapeur de ce métal. Le plus important de ses alliages est celui qu'il forme avec le plomb. L'alliage d'une partie de ce métal et de 6 de plomb, forme le métal de caractères pour l'imprimerie.

SECTION XV.

Tellure.

I. Le *Tellure* a été découvert par Klaproth (*Beitrage II*, 1) dans une mine d'or. Voici le procédé qu'il employa. On dissout la mine dans l'acide nitro-muriatique étendu d'eau, et on ajoute de la potasse pure, qui précipite tous les métaux, et qui, étant mise en excès, redissout un précipité blanc qu'elle avoit d'abord occasionné. On ajoute de l'acide muriatique à la solution alcaline; il se fait un précipité qui séché et chauffé avec un douzième de son poids de charbon, ou avec une petite quantité d'huile dans une cornue de verre, donne du tellure sous forme de gouttes brillantes attachées aux parois de

la cornue. 100 parties de mine donnent environ 90 de tellure.

II. 1. Ce métal a une couleur blanche d'étain inclinant au gris de plomb ; il a beaucoup d'éclat et une fracture feuilletée ou écailleuse. Il est très-cassant et fusible à une chaleur au-dessous de l'ignition : il est, après l'osmium et le mercure, le plus volatil et le plus léger de tous les métaux, sa pesanteur spécifique étant seulement de 6,185.

2. Il s'oxide quand on le chauffe à l'air, et brûle avec une flamme bleue d'azur bordée de vert. Il s'enflamme avec tant de force quand on le chauffe au chalumeau sur un charbon, qu'il produit presque une détonation. Il brûle avec une flamme très-vive, et se volatilise en une fumée qui a une odeur particulière désagréable. Son oxide ne se réduit pas sans l'addition des matières combustibles.

3. Il est soluble dans les acides nitrique et muriatique. La solution saturée est décomposée par l'addition de l'eau, qui en précipite une poudre blanche qui est soluble dans un excès de ce liquide. Il est précipité de ses dissolutions à l'état métallique par le fer, le zinc, l'étain, et même le muriate d'étain. Les alcalis purs et carbonatés précipitent de l'oxide blanc, qui se redissout dans un excès d'alcali ou de carbonate. Les sulfures alcalins précipitent une poudre brune ou noirâtre. La teinture de noix de galle y produit un précipité jaune floconneux. Le prussiate de potasse ne les précipite pas, propriété que le tellure possède en commun avec l'or, l'argent, le platine, l'iridium, l'osmium, le rhodium et l'antimoine.

SECTION XVI.

Arsenic.

I. La substance qu'on rencontre dans le commerce sous le nom d'*Arsenic*, est un oxide blanc de ce métal, dont on peut séparer l'arsenic par le procédé suivant. Mêlez 2 parties d'oxide blanc d'arsenic avec 1 partie de flux noir (préparé en faisant détoner dans un creuset une partie de nitre avec deux de cristaux de tartre), et projetez le mélange dans un creuset; renversez un second creuset sur le premier, lutez les deux ensemble avec un mélange d'argile et de sable, et chauffez au rouge le creuset inférieur : l'arsenic se réduira et tapissera la partie supérieure du creuset, présentant un éclat à peu près semblable à l'acier. Sa pesanteur spécifique est de 8,31. Il est tellement cassant, qu'on peut le mettre en poudre dans un mortier.

II. L'arsenic s'oxide par la simple exposition à l'air; il se ternit, perd ses propriétés métalliques, et se change en un oxide noirâtre.

III. Il est très-fusible, et se volatilise à 247°. Il peut être distillé à vaisseaux clos sans éprouver de changemens ; mais quand on le projette sur un fer rouge, il brûle avec une flamme bleue et une fumée blanche, en répandant une forte odeur d'ail.

IV. Tous les acides minéraux attaquent l'arsenic, mais difficilement, excepté quand ils sont chauds. L'arsenic brûle cependant avec vivacité dans le gaz acide muriatique oxigéné.

V. Un mélange de muriate oxigéné de potasse et d'arsenic produit un composé détonant qui prend feu avec une

rapidité surprenante. On doit mettre le sel et l'acide en poudre, séparément, et les mêler avec la plus légère trituration possible, ou les mêler sur un papier avec la pointe d'un canif. Quand on fait sur une table deux longues traînées, l'une de poudre à canon, et l'autre de ce mélange, et qu'on les met en contact l'une avec l'autre par une extrémité, afin qu'elles puissent être allumées, le mélange arsenical brûle avec beaucoup de rapidité et en développant une vive lumière, tandis que l'autre brûle avec une lenteur beaucoup plus grande.

VI. L'arsenic se combine avec la plupart des métaux ; il a la propriété de donner une teinte blanche au cuivre. Mettez un petit morceau d'arsenic métallique ou d'un mélange d'oxide blanc et de *flux noir* entre deux plaques de cuivre; joignez ces plaques exactement avec un fil de fer, et chauffez-les lentement jusqu'au rouge, les parois des plaques de cuivre prendront une teinte blanche.

VII. L'oxide blanc d'arsenic a les propriétés suivantes :

1. Il a une saveur âcre; c'est un des poisons les plus violens.

2. Il est soluble dans l'eau, qui, à la température ordinaire, en prend $\frac{1}{4}$ de son poids. D'après Bouillon-Lagrange, il est soluble dans 24 parties d'eau froide, ou dans 15 parties d'eau chaude. Cette solution a une saveur âcre, et rougit les couleurs bleues végétales. Par l'évaporation lente, l'oxide cristallise en tétraèdres réguliers ; il se dissout aussi dans 70 ou 80 fois son poids d'alcool, et dans l'huile. Il se sublime à 262° centigrades ; et quand on le chauffe promptement avec le

contact de l'air, il forme un verre. Il consiste, d'après les expériences de Proust, en

75,2	Arsenic.
24,8	Oxigène.
100.	

3. L'oxide d'arsenic se combine à saturation avec les alcalis, et alors il exerce une des principales fonctions des acides. Il a été appelé, d'après cela, *Acide arsenieux*, et ses composés *Arsenites*. On peut former ces combinaisons en faisant bouillir de l'acide arsenieux avec une solution d'alcali pur.

4. L'acide arsenieux, ou plutôt l'arsenic qu'il contient, forme, par la distillation avec le soufre, un composé jaune appelé *Orpiment*, ou un rouge que l'on nomme *Realgar*. L'oxigène s'unit à une portion de soufre, et donne de l'acide sulfureux, qui se dégage. Ces deux composés sont des sulfures d'arsenic, qui varient pour les proportions de leurs principes. Les hydro-sulfures forment aussi un précipité jaune dans les solutions d'acide arsenieux. Le sulfate de cuivre, mêlé avec l'arsenite de potasse, donne un beau précipité vert que l'on nomme *Vert de Scheele*, parce que c'est à Scheele qu'on en doit la connoissance.

5. Par des distillations répétées avec l'acide nitrique, l'acide arsenieux se change en *acide arsenique*. Le même changement a lieu aussi par son exposition à la vapeur de l'acide muriatique oxigéné, et l'expulsion, au moyen de la chaleur, de l'acide muriatique. On obtient, par ces deux procédés, une substance blanche appelée *Acide*

arsenique. Bucholz a proposé le procédé suivant : il consiste à mêler de l'acide muriatique d'une pesanteur spécifique de 1,200, et 24 parties d'acide nitrique de la pesanteur de 1,26, avec 8 parties d'oxide blanc d'arsenic. On évapore le tout à siccité dans un creuset, et l'on dessèche légèrement.

VIII. 1. L'acide arsenique a une saveur âcre et en même temps métallique ; il rougit les couleurs bleues végétales, attire l'humidité de l'air, et fait effervescence avec les carbonates alcalins. Il prend, par l'évaporation, la forme d'une gelée qui ne peut cristalliser. C'est un des poisons les plus actifs. D'après Thénard, il contient 36 *pour cent* d'oxigène ; mais d'après Proust, cette quantité est seulement de 34,6, et cette détermination coïncide avec celle de Bucholz. L'acide arsenique forme, avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, une classe de sels appelés *Arseniates.* On peut obtenir l'arseniate de potasse d'une manière simple, en faisant détoner dans un creuset un mélange de nitrate de potasse et d'acide arsenieux.

2. Quand on dissout de l'étain dans l'acide arsenique, il se dégage un gaz inflammable, observé primitivement par Scheele, et qui consiste en gaz hydrogène tenant en solution de l'arsenic. On peut l'obtenir aussi en ajoutant de l'arsenic métallique en poudre à un mélange d'acide sulfurique étendu et de limaille de zinc.

Ce gaz (auquel le nom d'*Hydrogène arseniqué* paroît convenir le mieux) a les propriétés suivantes :

A. C'est un fluide élastique et invisible, dont la pesanteur spécifique, comparée à celle de l'air commun, est de 0,5293.

B. Il a une odeur fétide ressemblant à celle de l'ail.

C. Il éteint les corps en combustion.

D. Il n'est pas absorbé par l'eau en quantité notable, et n'a pas d'action sur les couleurs bleues végétales.

E. Il brûle avec une flamme blanche légère et une odeur désagréable, dégageant, pendant sa combustion, des vapeurs d'acide arsenieux.

F. Quand on le mêle avec du gaz acide muriatique oxigéné, il se produit de la lumière, et il se dépose de l'arsenic métallique. Des bulles de savon, soufflées avec un mélange de ce gaz et d'oxigène, brûlent avec une flamme bleue, une fumée blanche et une forte odeur aliacée.

G. Quand on brûle un courant de gaz hydrogène arseniqué sortant d'une vessie, dans un récipient rempli de gaz oxigène, il brûle avec une flamme bleue d'une vivacité peu commune.

H. Seize centimètres cubes de ce gaz contiennent environ 7 milligrammes.

Pour le reste de ses propriétés, voyez le Mémoire de Trommsdorf dans le XLe. vol. des *Ann. de Chim.*, p. 216.

TROISIEME CLASSE.

Métaux cassans et difficilement fusibles.

SECTION XVII.

Cobalt.

I. On peut obtenir le *Cobalt* d'une substance connue dans le commerce sous le nom de *Safre*, que l'on fond avec trois fois son poids de flux noir; ou bien on peut se le procurer à un prix modéré dans le commerce, sous forme métallique.

Pour obtenir le cobalt parfaitement pur, Trommsdorf recommande de faire détoner trois fois successivement le safre avec un quart de son poids de nitre sec et un huitième de charbon en poudre, et de mêler, après la détonation, la masse avec son poids de flux noir; on obtient ainsi le cobalt réduit. On fait alors détoner le métal pulvérisé avec trois fois son poids de nitre sec, et par là on oxide le fer au *maximum*, et on acidifie l'arsenic qu'il unit avec la potasse. On sépare l'arseniate par la lixiviation, et on fait digérer le résidu dans l'acide nitrique, qui dissout l'oxide de cobalt et laisse l'oxide de fer. On évapore à siccité, on redissout dans l'acide nitrique, on filtre la solution, et on la décompose par la potasse. L'oxide de cobalt nouvellement obtenu peut être réduit par le flux noir, comme nous l'avons dit ci-dessus.

II. Le cobalt a une couleur blanc-grisâtre, inclinant quelquefois au violet; sa pesanteur spécifique est de 7,7 : il est cassant, et se réduit facilement en poudre; il n'est fusible qu'à 130° du pyromètre de Wedgwood; et quand on le refroidit lentement, on peut l'obtenir en prismes irréguliers.

Le cobalt se ternit à l'air; mais il ne s'oxide pas complétement. A une forte chaleur, il brûle avec une flamme rouge, et quand il est pur, il ne s'oxide pas facilement à une température moyenne; son oxide est bleu foncé approchant du noir. D'après les expériences de Thénard, cet oxide paroît être au premier degré. On peut l'obtenir aussi en précipitant le nitrate de cobalt par la potasse. Ce précipité est d'abord bleu, mais il devient noir quand on le sèche. Il se dissout facilement dans l'acide muriatique, et la solution est verte quand elle est concen-

trée, et rouge lorsqu'elle est étendue. Ses solutions dans les acides nitrique et muriatique, sont toujours rouges.

Quand on expose cet oxide à l'air, il absorbe graduellement de l'oxigène, et devient vert olive. Traité par l'acide muriatique, il se dégage du gaz oxi-muriatique, et on obtient une solution rouge.

Quand on chauffe à l'air l'un ou l'autre de ces oxides, il passe au brun puce, et de là graduellement au noir. C'est l'oxide de cobalt au *maximum*. Il se dissout avec effervescence dans l'acide muriatique, avec un grand dégagement de gaz acide oxi-muriatique. Il est cependant insoluble dans les acides sulfurique et nitrique, tant qu'il n'a pas perdu la quantité d'oxigène qui le porte au *maximum*. Il est insoluble aussi dans les alcalis purs, et ne peut colorer en bleu les matières vitrifiables.

D'après Proust, cent parties de *protoxide* consistent en :

83,50	Métal.
16,50	Oxigène.
100.	

Et 100 de *peroxide*, en

75	Métal.
25	Oxigène.
100	(1).

L'oxide noir ou le peroxide, chauffé pendant une demi-heure au fond d'un creuset, perd une partie de son oxigène, et se réduit à l'état de protoxide.

III. Le cobalt est magnétique; au moins cette propriété lui a été attribuée.

(1) *Annales de chimie*, 22, pag. 185, 225.

Mais M. Chenevix pense que cet effet est dû à la présence d'une petite quantité de fer.

IV. Les meilleurs dissolvans du cobalt sont les acides nitrique et muriatique : ces dissolutions ont la propriété de former de l'encre de sympathie. Faites digérer une partie de cobalt, ou mieux de safre, avec quatre parties d'acide nitrique, pendant quelques heures sur un bain de sable ; ajoutez à la solution une partie de muriate de soude, et étendez de quatre parties d'eau ; les caractères tracés avec cette solution seront invisibles quand ils seront froids ; mais ils deviendront d'une belle couleur verte ou bleue quand on les chauffera légèrement (1). On peut rendre cette expérience plus amusante en prenant un tronc d'arbre dessiné avec des branches, et traçant des feuilles avec une solution de cobalt. En chauffant, l'arbre paroîtra avoir des feuilles, et se trouvera subitement couvert d'un beau feuillage.

V. L'oxide de cobalt est précipité de sa dissolution nitrique par les carbonates alcalins, d'abord avec une couleur de fleur de pêcher, et ensuite en lilas. Les cristaux de nitrate de cobalt, jetés dans un ballon rempli de solution de potasse, se décomposent immédiatement. Il se forme un précipité bleu, qui passe au violet si on bouche immédiatement le ballon, et ensuite au rouge, en formant de *l'hydrate* ou *de l'hydro-oxide* de cobalt. Ce composé est soluble dans le carbonate de potasse chaud, et le colore en rouge. L'oxide n'est pas soluble dans ce liquide. L'hydrate perd de 20 à 21 *pour cent* d'eau par la chaleur, et se réduit en protoxide.

(1) Consultez, pour quelques idées ingénieuses sur la cause de ces phénomènes, le mémoire de M. Hatchett, sur le molybdate de plomb de Carinthie. (*Phil. trans.*, 1796.)

VI. L'acide oxalique forme un précipité rose dans les solutions de cobalt.

VII. Le cobalt peut se combiner avec le soufre et avec le phosphore, mais ces composés n'ont pas de propriétés particulières intéressantes.

VIII. Il peut s'allier avec tous les métaux, à l'exception du bismuth et du zinc.

L'oxide de cobalt forme la base du safre. On prépare généralement ce composé en grillant ses mines pour séparer les parties volatiles, et mêlant avec le résidu trois parties de sable ou de silex calcinées. Le safre forme, par la fusion, un verre bleu, qui pulvérisé et lavé, forme *l'émail* employé pour donner au verre et au linge une couleur bleue.

SECTION XVIII.

Manganèse.

I. On ne trouve jamais le *Manganèse* à l'état métallique; la substance noire qui porte ce nom n'est qu'un composé de manganèse avec une grande proportion d'oxigène. On obtient ce métal en formant avec cet oxide en poudre fine et de la poix, une boulette que l'on place dans un *creuset brasqué,* c'est-à-dire, garni de 3 millimètres de charbon en poudre sur les côtés, et d'environ 23 millimètres au fond. On remplit l'espace vide avec du charbon en poudre; on lute le couvercle, et on expose pendant une heure le creuset à la plus haute chaleur que l'on puisse produire.

II. Ce métal est d'un blanc sale et très-brillant; sa fracture est éclatante. Sa pesanteur spécifique est d'environ 6,850. Il est très-cassant et moins fusible que le

fer, puisqu'il exige, pour se fondre, une chaleur de 160° Wedgwood. Il est attirable à l'aimant, mais seulement à cause d'une petite quantité de fer qu'il contient. Quand on l'expose à l'air, il se convertit, par son oxidation, en une poudre brune-noirâtre, et passe successivement par le gris, le violet, le brun, et enfin le noir.

Quand on le chauffe à l'air, il passe par plusieurs nuances de noir, et il acquiert enfin une couleur verte (*Bouillon-Lagrange, II,* page 64). Il paroît susceptible de former trois oxides, un blanc, un rouge, et un autre noir.

On peut obtenir *l'oxide blanc* en précipitant, par la potasse, le nitrate de manganèse obtenu par l'intermède du sucre. Il est formé de 80 parties de manganèse et de 20 d'oxigène. Par son exposition à l'air, il se change en oxide noir.

On peut obtenir *l'oxide rouge* par la précipitation du sulfate de manganèse. Il est formé de 74 de manganèse et 26 d'oxigène.

L'oxide noir est un produit de la nature; on l'emploie pour fabriquer l'acide oxi-muriatique et pour plusieurs procédés dans les arts. Il contient, d'après Fourcroy, 60 parties de manganèse et 40 d'oxigène.

III. Le manganèse est soluble dans les acides, mais sur-tout dans l'acide nitreux. La solution muriatique précipite par l'addition de l'eau; les alcalis y forment un précipité d'oxide blanc.

IV. L'oxide noir perd de l'oxigène quand on le distille dans une cornue, et principalement avec plus d'abondance quand il est mêlé d'acide sulfurique.

V. L'oxide noir se dissout dans l'acide muriatique, mais en cédant une portion de son oxigène à l'acide

muriatique, qui se dégage à l'état d'acide oxigéné (*Voy.* chap. XIII). La solution a une couleur brunâtre. Les alcalis y forment un précipité blanc, qui, exposé à l'air, devient jaune et enfin noir.

VI. L'oxide noir de manganèse donne au borate de soude, avec lequel on le fond, une couleur violette. Quand on opère avec le chalumeau, la couleur peut être détruite par la flamme intérieure, et reproduite par la flamme extérieure ou par un petit morceau de nitre. (*Mémoires de Klaproth. I*).

VII. Quand on mêle ensemble de l'oxide noir de manganèse et du nitre en poudre, et qu'on les projette dans un creuset rouge, l'acide nitrique est décomposé, et l'on obtient un composé de manganèse très-oxidé et de potasse. Ce composé a la singulière propriété de produire différentes couleurs, selon la quantité d'eau dont on l'étend. Une petite quantité de ce liquide donne une solution verte; une plus grande quantité la change en bleu; une plus grande encore en pourpre, et enfin en un beau pourpre foncé.

On peut varier l'expérience en versant deux quantités égales de cette substance dans deux verres séparés, et versant dans l'un de l'eau chaude, et dans l'autre de l'eau froide. La solution chaude prendra une belle couleur verte, et celle qui est froide, une pourpre foncé. Le même composé donne, avec de l'eau, à différentes températures, des nuances diverses de couleurs, dues à l'état d'oxidation du métal. Ce composé a été appelé *caméléon minéral*. La propriété de ce composé est détruite par une petite quantité de sulfure de potasse.

VIII. La couleur rose des solutions de manganèse dans les acides sulfurique et phosphorique, disparoît par

leur exposition à la lumière du soleil, et reparoît dans l'obscurité. Cet effet dépend de l'oxidation du métal par les rayons du soleil.

IX. Le manganèse, à l'état métallique, ne peut se combiner avec le soufre, quoique Proust ait examiné un composé natif de ces deux substances. L'oxide s'unit avec le soufre par la fusion, dans la proportion de 8 parties du premier et 3 du dernier. Ce composé est vert, et il se dégage de l'hydrogène sulfuré par l'action des acides.

X. Le manganèse s'unit avec la plupart des métaux, et forme des alliages, dont aucun n'a de propriétés importantes.

SECTION XIX.

Chrome.

On a trouvé ce métal à l'état d'acide, et combiné avec l'oxide de plomb, dans le plomb rouge de Sibérie; à l'état d'oxide, dans la mine verte qui accompagne la rouge; dans l'émeraude, à laquelle il communique sa couleur.

I. Pour séparer l'acide chromique, on fait bouillir la mine de plomb rouge réduite en poudre, avec deux fois son poids de carbonate de potasse : on obtient une solution jaune orange, composée de potasse et d'acide chromique. En y versant un acide minéral et faisant évaporer, on obtient, 1°. le sel formé par l'union de l'acide employé avec la potasse; 2°. l'acide chromique en longs prismes, couleur de rubis. On peut obtenir le chrome de cet acide en le chauffant avec du charbon, comme nous l'avons dit ci-dessus. On trouve dans le

creuset une masse métallique d'un blanc grisâtre, formée d'aiguilles qui se croisent les unes les autres.

II. Ce métal est très-cassant, infusible et fixe.

III. Il est susceptible de trois degrés d'oxidation. Le premier oxide est vert; le second, brun. Une nouvelle quantité d'oxigène donne l'acide chromique.

IV. L'acide nitrique exerce une action remarquable sur ce métal. Quand on les a distillés plusieurs fois l'un avec l'autre, le chrome se change en acide chromique, qui peut se combiner avec les alcalis. Les chromates alcalins donnent, avec les sels de plomb, un précipité d'une belle couleur jaune, qui seroit bien utile pour la peinture, si l'on pouvoit se la procurer en quantité suffisante; avec le mercure, un beau rouge cinabre; avec l'argent, un rouge carmin : et tous les sels métalliques que forme cet acide, se distinguent par des couleurs très-brillantes. L'émeraude doit sa couleur à l'*oxide* de chrome, et le *rubis* doit la sienne à l'acide : le nom de ce métal provient de sa propriété de produire des couleurs.

SECTION XX.

Molybdène.

I. La mine de *molybdène* a été confondue long-temps avec la plombagine ou carbure de fer, à cause de plusieurs propriétés physiques qui leurs sont communes. C'est une combinaison de soufre et d'oxide de molybdène. On peut séparer ses deux composans, par des distillations répétées avec l'acide nitrique. A trois parties de sulfure de molybdène mises dans une cornue, ajoutez trois parties d'acide nitrique, et distillez à siccité.

Répétez cette expérience quatre ou cinq fois, et à la fin vous obtiendrez le soufre et le molybdène à l'état d'acide. On chasse l'acide sulfurique, en calcinant dans un creuset et lavant le résidu avec de l'eau distillée. Le résidu est une poudre blanche pesante, qui a une saveur acide et métallique; il est soluble dans 560 parties d'eau, et forme des sels avec les alcalis et les terres. On réduit l'acide, en le chauffant avec de l'huile, dans un creuset brasqué à une très-haute chaleur, ou bien (comme Hielm le recommande) on grille à une chaleur rouge modérée, la mine de molybdène, jusqu'à ce qu'elle soit réduite en une poudre assez fine pour passer au travers d'un tamis. On dissout cette poudre dans l'ammoniaque, on filtre la solution et on l'évapore à siccité. Le résidu, chauffé légèrement avec un peu d'acide nitrique, donne une poudre blanche, qui est de l'oxide de molybdène pur. On peut le métalliser en l'exposant en pâte avec l'huile à une chaleur intense dans un creuset brasqué.

II. Le molybdène a une couleur jaune blanchâtre, mais sa cassure est grise blanchâtre. On n'a pu l'obtenir jusqu'ici en culot, mais seulement en petits grains cassans. Il est presque infusible à une chaleur artificielle. Sa pesanteur spécifique est de 7,4.

III. Il s'oxide très-facilement quand on le chauffe avec le contact de l'air, et il se convertit en oxide blanc, qui se volatise en petites aiguilles brillantes. Cet oxide a des propriétés acides.

IV. D'après les expériences de M. Hatchett, le molybdène peut s'oxider à quatre degrés différens: 1°. on obtient un oxide noir, en chauffant l'acide molybdique avec du charbon en poudre; 2°. on peut en obtenir un bleu par le même procédé, mais poussé moins loin, ou

en plongeant une plaque d'étain dans une solution de cet acide; 3°. le troisième oxide a une couleur verte, et comme il a des propriétés acides, on l'a nommé acide *molybdeux*; 4°. le quatrième est l'acide molybdique que l'on obtient comme nous l'avons dit ci-dessus.

V. Les acides nitrique, nitro-muriatique et oxi-muriatique sont les seuls qui agissent sur le molybdène.

VI. L'acide muriatique et les autres acides dissolvent les oxides de molybdène, et donnent des solutions bleues.

VII. Le molybdène s'unit facilement avec le soufre, et forme un composé semblable à celui dont on extrait le métal.

VIII. L'acide molybdique se combine avec les alcalis, les terres et quelques-uns des métaux parfaits. Une petite baguette de zinc ou d'étain est attaquée par cet acide qui devient bleu en perdant une portion de son oxigène. L'acide précipite les nitrates d'argent, de mercure et de plomb, le muriate de plomb, le nitrate et le muriate de barite. Le muriate d'argent récent est précipité en beau bleu par la solution de molybdate de potasse.

SECTION XXI.

Urane.

I. Ce métal a été découvert par Klaproth, dans un minéral qui contient l'*urane* en combinaison avec le soufre. On sépare le soufre, d'abord en grillant, dissolvant ensuite la mine dans l'acide nitro-muriatique, et précipitant par un alcali. On obtient un précipité orange, qui est un oxide d'urane. On peut en opérer la réduction par le moyen employé pour l'acide molybdique.

II. L'urane est gris foncé et d'un brun rouge à l'in-

térieur. On ne l'a obtenu encore qu'en petits grains d'une dureté considérable. On ne peut le fondre que très-difficilement.

III. Ce métal n'est soluble que dans l'acide nitrique.

IV. Son oxide est jaune et se dissout dans les acides. Il est précipité par les alcalis, et en rouge brun par les prussiates. Le sulfure d'ammoniaque y produit un précipité jaune brunâtre, et la teinture de noix de galle en produit un de couleur chocolat.

V. L'oxide d'urane est insoluble dans les alcalis, propriété qui le distingue de l'oxide de tungstène; il est cependant soluble dans les carbonates alcalins.

SECTION XXII.

Tungstène.

I. On peut obtenir le *tungstène* de deux minéraux différens. L'un, formé d'acide tungstique uni à la chaux, et que l'on nomme simplement tungstène, l'autre appelé wolfram, et où l'acide est uni avec le fer et le manganèse. Le procédé pour l'extraire du premier de ces minéraux est le plus simple. On fond ensemble une partie de tungstate de chaux et 4 de carbonate de potasse, et on dissout la masse dans 12 parties d'eau bouillante: on ajoute de l'acide nitrique, qui s'unit à la potasse et précipite l'acide tungstique. Cet acide, réduit à la manière ordinaire, fournit le tungstène; mais sa réduction est extrêmement difficile et manque fréquemment.

On peut obtenir l'acide du wolfram, en fondant ce minéral avec trois fois son poids de nitrate de potasse, ou avec deux parties de carbonate de potasse. La masse

fondue, dissoute dans l'eau et filtrée, donne par l'addition de l'acide nitrique, un précipité d'acide tungstique, ou bien on peut faire bouillir le wolfram avec trois fois son poids d'acide muriatique. A mesure que l'acide refroidit, il s'en sépare un précipité jaune, et ce liquide devient brun quand il est froid ; décantez la liqueur claire, et lavez plusieurs fois le précipité avec de l'eau, et faites digérer ensuite pendant plusieurs heures, avec de l'ammoniaque liquide qui en dissoudra une partie. Répétez ces opérations jusqu'à ce que les liquides n'aient plus d'action sur la substance : évaporez à siccité la solution ammoniacale et calcinez le sel ; il reste de l'acide tungstique formant plus de la moitié en poids du wolfram employé.

II. Le tungstène a les caractères suivans :

1. Il est blanc grisâtre, comme le fer, et a un grand éclat ; il n'est pas magnétique ; sa pesanteur spécifique, d'après les frères d'Elhuyarts, est de 17,6, ou d'après Allen et Aikin de 17,22. Il ne le cède donc en pesanteur qu'à l'or et au platine.

2. Il est extrêmement dur et cassant ; il exige pour le fondre, une température d'au moins 170° Wedgwood.

3. Il s'oxide par l'action de la chaleur et de l'air. Son premier oxide est noir ; le second est jaune, et porte communément le nom d'acide tungstique.

4. L'acide tungstique n'a pas de saveur ; il est insoluble dans l'eau, mais il y reste suspendu, et dans cet état il n'a pas d'action sur les couleurs végétales. Exposé à la chaleur dans une capsule de platine, il prend une couleur vert foncé ; calciné avec le contact de l'air, sa couleur jaune devient plus foncée et passe au vert, et après quelques heures au gris. Le manque de la plupart

des propriétés acides, a porté Vauquelin à le retirer de la classe des acides pour le ranger parmi les oxides. Il se combine aux alcalis; mais la même chose a lieu pour les oxides d'étain, de zinc, d'antimoine et d'arsenic.

QUATRIEME CLASSE.

Métaux réfractaires.

SECTION XXIII.

Titane.

I. On obtient le *Titane* d'un minéral que l'on trouve en Hongrie, et qui porte le nom de *Schorl* ou *Titanite*, et aussi d'une substance de Cornouailles appelée *Menacanite*. C'est dans ce dernier minéral que le titane a été découvert par M. Gurgor de Cornouailles, et ses caractères ont été examinés depuis avec beaucoup plus de soin par Klaproth, Vauquelin, Hecht, Lowitz et Lampadius. Pour le séparer du premier composé, le minéral doit être réduit en poudre et fondu avec deux fois son poids de potasse. Quand après le refroidissement on dissout dans l'eau la masse fondue, il reste un oxide blanc.

La menacanite doit être fondue d'abord de la même manière, et on doit ajouter de l'acide muriatique à la solution. Cet acide dissout le fer et précipite l'oxide de titane mêlé encore d'un peu de fer.

II. L'oxide de titane est réduit quand on l'expose à une haute température, mêlé avec de l'huile et du charbon en poudre. On obtient une substance noirâtre couverte de quelques points rouges. Lampadius dit que la

couleur de cet oxide est celle du cuivre, mais très-foncé, et qu'il a un éclat considérable. Il est cassant; mais quand on l'a réduit en plaques minces, il a beaucoup d'élasticité. Quand on le fait bouillir avec l'acide nitrique, il ne se manifeste point d'effet remarquable, mais les points rouges disparoissent, et on obtient un composé blanc. L'acide nitro-muriatique produit aussi une poudre blanche qui reste suspendue dans le liquide. L'acide sulfurique produit le même effet avec dégagement d'acide sulfureux, et le titane se change en partie en oxide blanc, et se dissout en partie. L'acide muriatique dissout le titane, mais non son oxide.

III. La solution de titane donne un précipité, blanc avec les carbonates alcalins, vert clair mêlé de brun avec le prussiate de potasse, et vert brun sale avec les hydro-sulfures. L'infusion de noix de galle précipite une substance brune-rougeâtre, qui, quand la solution est concentrée, a l'apparence de sang coagulé. Une baguette d'étain, plongée dans la solution, donne au fluide environnant une couleur rouge clair, et une baguette de zinc lui en communique une bleu foncé.

IV. Le titane, terni par son exposition à l'atmosphère, s'oxide quand on le chauffe à l'air. Il est susceptible de trois degrés d'oxidation. Le premier oxide est bleu ou pourpre; le second rouge, et le troisième blanc. L'oxide blanc est le seul dont on connoisse exactement la composition. Vauquelin et Hecht ont trouvé qu'il consiste en 89 parties d'oxide rouge et 11 d'oxigène.

V. Le titane ne paroît pas susceptible de s'unir avec le soufre, mais M. Chenevix est parvenu à le combiner avec le phosphore.

Le seul alliage remarquable que forme le titane est avec le fer. Cet alliage est gris, mêlé de parcelles brillantes, et parfaitement infusible.

SECTION XXIV.

Colombium et Tantale.

Le *Colombium* a été découvert, par M. Hatchett, dans un minéral appartenant au Muséum britannique, et que l'on croit avoir été rapporté de Massachusett dans l'Amérique septentrionale. Fondu avec la potasse, et mis en digestion avec l'acide muriatique, le minéral se décompose; l'acide se combine au fer, et l'alcali s'unit à un acide métallique particulier, qui se sépare par l'acide nitrique étendu en un précipité blanc très-abondant.

Cet oxide n'a pas été réduit; mais on ne peut douter, d'après ses propriétés, qu'il n'ait une base métallique. Il est insoluble dans l'acide nitrique; mais quand il est nouvellement précipité, il se combine avec les acides sulfurique et muriatique. Il s'unit aussi avec les alcalis, et ses solutions sont incolores. Le prussiate de potasse y forme un précipité olive, la teinture de noix de galle en forme un orangé foncé, et l'hydro-sulfure d'ammoniaque un autre de couleur de chocolat.

Tantale.

Ce métal a été découvert par M. Ekeberg, savant chimiste suédois, dans deux fossiles différens appelés *Tantalite* et *Ittro-tantalite*, que l'on trouve dans le Finland. Dans l'un, ce métal est combiné avec le fer et le manganèse, dans l'autre avec la terre que l'on nomme

Ittrya. (*Voyez Annales de Chimie*, XLIII, pag. 281). On obtient ce métal en traitant ces deux mines alternativement avec la potasse caustique et les acides muriatique ou nitro-muriatique. La solution alcaline sursaturée d'acide précipite une poudre blanche qui est de l'oxide de tantale. Voici les propriétés du tantale, telles qu'elles ont été décrites par M. Ekeberg :

1. Il n'est soluble dans aucun acide, en quelque état que l'on prenne ce métal, ou quelque moyen que l'on emploie.

2. Les alcalis fixes l'attaquent et le dissolvent en grande quantité. Il peut en être précipité par le moyen des acides.

3. L'oxide de ce métal est blanc, et ne change pas de couleur par son exposition à une haute température avec l'accès de l'air. Sa pesanteur spécifique, après qu'il a été rougi, est de 6,500.

4. Il se fond avec le phosphate de soude et le borax, mais il ne leur communique aucune couleur.

5. L'oxide de tantale, chauffé avec le charbon, se fond et s'agglutine. Il a alors un grand éclat métallique, et sa fracture est brillante et d'un noir grisâtre ; les acides le changent en oxide blanc.

Quoique les oxides d'étain et de tungstène soient solubles dans les alcalis comme le tantale, il est cependant facile de les distinguer. Le premier se fond facilement et donne une masse ductile, et l'oxide de tungstène se dissout dans l'ammoniaque, est changé en jaune par les acides, et colore le phosphate de soude et le borax. L'oxide de titane diffère de ceux-ci par sa solubilité dans les acides, et sa propriété de colorer le borax et les sels phosphoriques avec lesquels on le fond.

Plusieurs chimistes ont douté s'il y avoit une différence essentielle entre le colombium et le tantale ; et leur identité paroît suffisamment établie par les expériences récentes du docteur Wollaston. Il se procura les espèces de tantalite et d'ittro-tantalite, d'où l'on retire le tantalium, et compara ces propriétés avec celles de l'oxide de colombium, que lui fournit M. Hatchett, et qu'il avoit obtenu d'un minéral du muséum britannique.

Les caractères extérieurs du minéral qui fournit le colombium, coïncident avec ceux du tantalite. Il donne aussi un oxide blanc, combiné avec le fer et le manganèse, et à peu près dans la même proportion. L'oxide blanc, de quelque métal qu'il fût retiré, n'étoit pas entièrement insoluble dans les acides sulfurique, nitrique et muriatique, quoiqu'il le fût à peu près. Son dissolvant est la potasse, qui n'a pas besoin d'être entièrement privée d'acide carbonique. Tout l'oxide ainsi dissous, peut être précipité par un acide ; et le précipité n'est pas dissous par un excès d'acide. L'oxide blanc est soluble dans les acides oxalique, tartarique et citrique, lorsqu'il a été nouvellement précipité.

L'infusion de noix de galle, le prussiate de potasse et l'hydro-sulfure de potasse, ne précipitent pas les solutions alcalines de ces oxides ; et quand on a mis assez d'acide pour neutraliser l'alcali en excès, l'infusion de noix de galle seule donne un précipité orange. D'après cette coïncidence, il y a peu à douter sur l'identité du tantalium et du colombium ; et comme la découverte de M. Hatchett fut faite avant celle d'Ekeberg, il sera convenable de conserver le nom de colombium, pour distinguer ce nouveau métal.

SECTION XXV.

Cerium.

I. Le cerium a été découvert par MM. Berzelius et Hisenger, de Stockolm, dans un minéral de Bastnas en Suède, que l'on avoit pris pour une mine de tungstène. Cette découverte a été confirmée depuis par le témoignage non équivoque de Vauquelin, qui, après un examen attentif de ce minéral, fut d'avis qu'il contenoit l'oxide d'un métal inconnu. Il a été appelé cerium, à cause de la planète cérès, découverte à peu près dans le même temps; et le minéral qui le contient a été appelé cérite. (*Nich. Journ.* XII.)

II. Pour obtenir l'oxide de ce nouveau métal, on dissout dans l'acide nitro-muriatique la cérite calcinée et pulvérisée. La solution, après avoir été filtrée et neutralisée avec la potasse pure, doit être précipitée par le tartrite de potasse. Ce précipité, lavé et calciné, est l'oxide de cerium.

III. Le cerium paroît susceptible de deux degrés d'oxidation : le premier oxide est blanc, et le second, d'un rouge fauve. L'oxide blanc calciné devient rouge.

IV. L'acide sulfurique, étendu de quatre fois son poids d'eau, dissout l'oxide rouge. La solution évaporée donne des cristaux quelquefois orangés, et d'autrefois jaune citron. Le sulfate n'est soluble que dans un excès d'acide ; sa saveur est sucrée et mêlée d'acide.

V. L'acide sulfurique s'unit facilement avec l'oxide blanc. La solution est presque sans couleur, mais elle a

une légère teinte rose. Il a une saveur sucrée, mêlée d'acide, et donne des cristaux blancs.

VI. L'acide nitrique s'unit plus facilement avec l'oxide blanc. La solution est très-douce et ne cristallise pas. Quand on la décompose par la chaleur, elle laisse un oxide couleur de briques.

VII. L'acide muriatique dissout l'oxide rouge, et la solution cristallise confusément. Ce sel est déliquescent, soluble dans son poids d'eau et dans trois ou quatre parties d'alcool. Quand cette dernière solution est concentrée, elle brûle avec une flamme jaune et des étincelles.

L'infusion de noix de galle produit, dans le muriate de cerium, un précipité jaune peu abondant. Quelques gouttes d'ammoniaque donnent un précipité brun volumineux, qui devient noir et brillant par la dessiccation. Il prend, par l'action de la chaleur, une couleur rouge de briques.

VIII. L'oxide de cerium s'unit facilement avec l'acide carbonique. On opère aisément cette combinaison, en précipitant une solution de cerium par le carbonate de potasse. Il se fait une effervescence, et il se forme un précipité blanc soyeux, qui prend, par la dessiccation, une apparence argentine.

IX. L'hydrogène sulfuré ne s'unit pas avec le cerium.

X. Les tentatives de Vauquelin pour réduire l'oxide de cerium, lui ont seulement donné un petit globule métallique de la grosseur d'une tête d'épingle. Ce globule n'étoit pas attaqué par les acides simples, mais il se dissolvoit, quoique lentement, dans l'acide nitromuriatique. La solution étoit rougeâtre, et donnoit des

traces de fer ; mais elle fournissoit des marques évidentes de cerium, par le précipité blanc que produisoient le tartrite de potasse et l'oxalate d'ammoniaque. Le globule métallique étoit très-dur, blanc, très-cassant, et d'une fracture plus écailleuse que la fonte de fer.

XI. Le cerium paroît, d'après cela, être un métal volatil ; au moins il se volatilise à l'état d'oxide : ce qui reste à déterminer plus parfaitement par des expériences subséquentes.

CHAPITRE XIX.

Substances végétales (1).

Les *substances végétales*, quoiqu'elles se distinguent l'une de l'autre par des propriétés particulières, se ressemblent cependant par plusieurs propriétés chimiques. Leurs principes constituans (2) sont l'hydrogène,

(1) M. Chevreul a bien voulu me procurer quelques notes relatives à ses intéressans travaux sur les matières végétales. On les trouvera à l'article de chacune des substances auxquelles elles se rapportent.
(*Note du traducteur.*)

(2) MM. Gay-Lussac et Thenard ont proposé depuis quelque temps (*Mem. physico-chim.* II pag. 265.) une procédé très-simple pour analyser les matières végétales et animales. Ils emploient à cet effet le muriate sur-oxigéné de potasse. On emploie, pour les analyser, un tube de verre très-épais, fermé à la lampe par une extrémité, ouvert à l'autre, et portant à environ 5 centim. de son ouverture un petit tube soudé, pour recevoir les gaz, le tube est surmonté d'un robinet en cuivre, dont la clef n'est

l'oxigène, et le carbone, auquel se trouve uni quelquefois le nitrogène ; et les variations dans les pro-

---

pas percée de part en part, elle tourne de tous côtés, sans donner passage à l'air ; mais vers la partie moyenne de la surface se trouve une cavité dans laquelle on place le corps à introduire dans l'appareil, et en tournant cette clef, la substance tombe sans qu'il y ait de l'air introduit ; il faut aussi entourer le robinet d'une coupe en cuivre, destinée à placer de la glace, qui empêche le mastic de se fondre.

La chose la plus importante dans ces analyses, est la connoissance bien exacte de la composition du muriate sur-oxigéné que l'on emploie et surtout sa séparation intime du muriate oxigéné. Pour cela il faut le fondre, le triturer exactement pour rendre la poudre homogène, en introduire au moins 5 grammes dans une cornue, sans qu'il en reste dans le col ; peser avec la plus grande exactitude, et décomposer ce sel par la chaleur, en recevant les gaz au moyen d'un tube qui s'élève jusqu'à la partie supérieure de la cloche ; et tenir compte de l'air des vaisseaux.

On broie alors la matière végétale ou animale, bien sèche, sur un porphire ; on broie aussi de même le muriate sur-oxigéné, on en pèse des quantités connues, qui ont été desséchées à la chaleur de l'eau bouillante ; on mêle intimement, on humecte, on en forme de petits cylindres, que l'on partage en très-petites portions, et on les arrondit avec les doigts ; on dessèche de nouveau à la température de l'eau bouillante.

On trouve la quantité de muriate sur-oxigéné nécessaire, en brûlant plusieurs mélanges dans un tube de verre rouge obscur. Il faut que le résidu soit bien blanc, afin qu'il y ait toujours un excès de muriate sur-oxigéné.

Quand on analyse un acide végétal, on le combine à la chaux, en tenant compte de l'acide carbonique qui reste avec la base.

Il faut déterminer aussi combien la substance que l'on analyse contient de corps étrangers ; pour cela on l'incinère dans un creuset de platine ; mais pour empêcher que la cendre du fourneau ne tombe dans le creuset, on le fait passer au travers d'une brique percée, et quand il est rouge, on y projette la substance

portions et le mode de combinaison, constituent les différences considérables qui existent entre les produits

---

végétale, on pèse ensuite le creuset, et après l'avoir lavé, on le pèse de nouveau, et l'on connoît alors la quantité de matières étrangères.

Alors on place l'appareil ci-dessus dans un petit fourneau formé de briques, et l'on fait passer le tube dans une brique percée jusqu'au petit tube latéral, puis on met des charbons rouges sur la grille autour du tube, et on place au-dessous une lampe à esprit de vin; quand le tube est rouge, on y fait tomber des boulettes que l'on ne pèse pas, pour chasser tout l'air de l'appareil, et comme le gaz, à la fin de l'opération, est identique avec celui-ci, il ne peut y avoir d'erreur.

On décompose alors une certaine quantité de boulettes pesées, et l'on reçoit les gaz dans un flacon bien jaugé.

On analyse alors ce gaz dans l'endiomètre à mercure, en en brûlant 200 parties avec 40 de gaz hydrogène, on mesure le résidu, et l'on connoît si le gaz contient du gaz hydrogène oxicarburé; s'il n'en contient pas, l'absorption est d'une fois et demie le volume de l'hydrogène employé; mais elle est d'autant plus forte qu'il en contient plus; on absorbe le gaz acide carbonique au moyen de la potasse et de l'eau, et on s'assure si le résidu est de l'oxigène pur.

On connoît alors la proportion de matière végétale brûlée, la quantité d'oxigène nécessaire pour la transformer en eau et acide carbonique; on connoît la quantité d'acide carbonique, et l'on calcule facilement la quantité d'eau.

Nous donnerons à l'article de chaque matérial immédiat des végétaux, l'analyse qui a été faite par ce procédé.

MM. Gay-Lussac et Thenard ont déduit trois lois remarquables de leurs expériences : 1°. une substance végétale est acide quand l'oxigène est à l'hydrogène dans un rapport plus grand que dans l'eau; 2°. elle est résineuse, huileuse, ou alcoolique, etc., quand l'oxigène est à l'hydrogène dans un rapport plus petit que dans l'eau; 3°. enfin, elle n'est ni acide, ni résineuse, etc., comme l'amidon, quand l'hydrogène et l'oxigène sont dans les rapports qui forment l'eau. (*Note du traducteur.*)

du règne végétal. Ils sont tous susceptibles de se décomposer par la chaleur ; mais on ne peut, comme pour les corps minéraux, prévoir, par la connoissance de leur composition, la formation actuelle des substances elles-mêmes. Il n'est pas probable même que nous puissions avoir jamais le pouvoir d'imiter la nature dans ses opérations ; car les fonctions de la plante vivante sont exécutées par un principe particulier aux corps animés, différent et supérieur à ce que nous avons appelé affinité chimique.

Les productions dont je vais offrir l'histoire chimique, peuvent être regardées comme les principes *immédiats* ou *prochains* des végétaux ; car nous pouvons présumer, généralement parlant, qu'ils existent dans la plante vivante dans un état identique à celui sous lequel les procédés chimiques nous le présentent. Ce n'est pas la même chose quand nous procédons à l'analyse intime des végétaux ; car, dans ce cas, nous obtenons des composés qui ne forment pas une partie de la structure des végétaux, et qui résultent d'un nouvel arrangement des élémens dont ils sont composés. Par exemple, on obtient les acides acétique et carbonique, par la distillation de plusieurs substances végétales dans lesquelles ces acides n'existoient pas tout formés, mais qui en contenoient les élémens.

Les produits de l'économie végétale sont situés dans des organes ou vaisseaux particuliers, ou sont distribués dans toute la plante. Quelquefois ils existent dans la racine ou la tige, d'autres fois dans les branches ou les feuilles, d'autres fois ils sont particuliers aux fruits, aux fleurs, aux graines, ou même à une partie de ces organes. Quand ils sont ainsi isolés, on peut facilement se

les procurer dans un état de séparation, et dans quelques cas, on n'a besoin que de les recueillir. Ainsi la gomme exsude de quelques tiges, et la manne découle des branches de quelques arbres. Quelquefois cependant ils se présentent mélangés les uns aux autres, et demandent, pour leur séparation, des procédés assez simples, et qui consistent dans le repos, la filtration, la pression, le lavage, la distillation à une légère chaleur, la solution dans l'eau et dans l'alcool, et d'autres opérations semblables qui n'altèrent pas la nature des substances que l'on y soumet.

Le nombre des principes que l'on a retirés ainsi des végétaux, a beaucoup augmenté depuis quelques années, et monte actuellement à peu près à trente ou quarante. Parmi ces corps, la plus grande partie se distingue par des propriétés assez caractéristiques pour les considérer comme des composés distincts; mais d'autres semblent se rapprocher tellement des substances que nous connoissons, qu'il n'est pas utile de leur assigner une place différente dans leur système. La multiplicité des principes végétaux, il faut le dire, contribue plutôt à retarder qu'à avancer les progrès de cette partie difficile de la Chimie; et ce n'est que dans le cas où l'on aura bien établi des différences non équivoques de propriétés, que nous établirons de nouvelles espèces.

SECTION PREMIÈRE.

Extrait végétal.

Le nom d'*Extrait végétal* ne doit pas être pris ici dans le sens qu'on lui donne généralement, comme

comprenant toutes les parties des végétaux qui peuvent se dissoudre dans l'eau et être obtenues sous forme solide par l'évaporation; mais ce nom est limité à une substance distincte et particulière. On peut l'obtenir en évaporant au-dessous de 100° centigrades une infusion de safran préparée avec l'eau distillée bouillante. L'extractif a les propriétés suivantes :

1. Il est tenace et brunâtre; il a généralement une saveur amère, qui varie selon la plante dont on l'a obtenu.

2. Il est soluble dans l'eau froide, mais en plus grande quantité dans l'eau chaude, et la solution est toujours colorée. C'est à cause de ce principe que les décoctions de certaines substances (celle du quinquina du Pérou, par exemple) se troublent par le refroidissement. La solution exposée à l'air pendant très long-temps, se couvre d'une pellicule de moisi, et éprouve une sorte de putréfaction.

3. Quand on évapore lentement une solution d'extrait, elle donne une masse demi-transparente; mais une évaporation rapide la rend opaque. Par des solutions répétées dans l'eau et des évaporations successives, il acquiert une couleur foncée, et perd sa propriété d'être soluble dans l'eau, probablement en absorbant de l'oxigène de l'air.

4. L'extractif exposé à l'atmosphère attire lentement l'humidité, ou est imparfaitement déliquescent.

5. Il est soluble dans l'alcool et dans les alcalis liquides, mais il ne l'est ni dans l'éther ni dans les acides qui le précipitent même de sa solution dans l'eau.

6. L'acide muriatique oxigéné, versé dans une solution d'extractif, précipite une poudre jaune foncé, qui

n'est plus soluble dans l'eau, mais qui se dissout dans l'alcool.

7. L'extractif a de l'affinité pour l'alumine. Quand on verse une solution de sulfate ou de muriate de cette terre dans une d'extractif, il se fait un précipité, surtout quand on fait bouillir le mélange. Si l'on fait bouillir dans une solution d'extractif une étoffe de laine ou de fil imprégnée d'alun, le tissu est teint en couleur fauve, et l'extractif disparoît en grande partie de la liqueur.

8. Le muriate d'étain et plusieurs autres sels métalliques précipitent aussi l'extractif, parce que leurs oxides forment avec ce corps un composé insoluble.

9. L'extractif n'est pas précipité par la solution de tannin.

Telles sont les propriétés de l'extractif sous la forme la plus pure sous laquelle on ait pu l'obtenir jusqu'ici. Cependant, de la manière dont on l'obtient communément, il est combiné avec un ou plusieurs autres principes. Il existe dans la sève des plantes, uni au mucilage, à l'acide gallique, au tannin, à l'acétate de potasse et à d'autres sels neutres : il forme, d'après les expériences de M. Davy, une grande partie de la matière que l'on appelle *Cachou;* et comme il ne se dissout pas facilement dans l'eau, on ne peut l'obtenir que par des lavages successifs. L'infusion de beaucoup de substances végétales tient en solution de l'extractif uni avec d'autres principes.

Le docteur Bostock est disposé à croire, d'après une série d'expériences récentes, qu'il n'est pas un principe distinct auquel on puisse donner, avec raison, le nom d'*Extrait.* Il a trouvé que les réactifs que l'on a indi-

qués pour reconnoître l'extrait, agissent aussi sur le tannin; et le procédé pour séparer l'extractif des autres substances auxquelles il est uni dans les infusions végétales, lui paroît fondé sur des bases inexactes (1). Il n'a cependant pas examiné l'extrait du safran. (*Voy. Nich. Journ.* XXIV, page 204).

SECTION II.

Mucilage, ou *Gomme.*

Cette substance à l'état solide est généralement connue sous le nom de *Gomme*. On peut prendre comme exemple la gomme arabique. Il paroît cependant, d'après les expériences du docteur Bostock, qu'il y a une grande différence dans les propriétés chimiques des différens mucilages.

1. La gomme est sèche, cassante, insipide, et n'éprouve pas de changement à l'air, si ce n'est que la lumière détruit la couleur qu'elle présente souvent.

2. Elle se dissout facilement dans l'eau, et forme un

(1) M. Chevreul a cherché à isoler le principe extractif des feuilles du pastel, et n'a pu obtenir qu'une combinaison triple d'*acide de matière animale* et de *principe colorant jaune*, qui jouit de toutes les propriétés que l'on a attribuées à l'extractif. Il pense, d'après cela, que les caractères que l'on a assignés à ce principe, sont insuffisans pour le distinguer, et que, dans un grand nombre de cas, on a pris des combinaisons de matière animale, de principes colorans et d'acides, pour un principe particulier. (Voyez l'analyse des feuilles de pastel et du principe extractif qu'elles contiennent, par M. Chevreul, dans les *Annales du Muséum d'histoire naturelle*). (*Note du traducteur.*)

liquide visqueux qui peut se garder long-temps sans éprouver de changement, mais qui devient à la fin acide.

3. Elle est insoluble dans l'alcool et dans l'éther, et le premier de ces liquides la précipite de sa solution aqueuse.

4. Elle est précipitée de l'eau sous forme d'une gelée épaisse par l'acétate de plomb, et à l'état d'une gelée demi-transparente par le sulfate rouge de fer. Plusieurs autres sels ont aussi la même propriété, comme on peut le voir dans *la Chimie de Thomson*, 3e. édition. D'après les expériences de ce Chimiste, les sels qui contiennent le mercure ou le fer au *maximum* d'oxidation, sont les plus propres à précipiter la gomme. Les oxides de cuivre, d'antimoine et de bismuth agissent aussi sur la gomme, qui empêche l'eau de les précipiter à l'état de sous-sels. Le docteur Bostock a examiné dernièrement l'action des réactifs sur la solution de gomme (*Nich. Journ.* XVIII, page 28), et il a trouvé qu'ils varioient beaucoup dans les différentes espèces de gommes, par exemple, dans la gomme arabique, dans celle du cerisier, et dans le mucilage de graine de lin.

5. La gomme est soluble dans les alcalis purs et dans l'eau de chaux, les acides l'en précipitent sans changement. Parmi les terres, la silice paroît avoir une grande affinité pour la gomme, car une solution de cette terre précipite une solution très-étendue de gomme (*Thomson*). Cependant le docteur Duncan le jeune m'a dit que ce précipité n'est produit que par les gommes légèrement colorées, et qui ont des propriétés différentes de celles qui sont très-colorées. Le docteur Bostock pense que ce précipité n'est dû qu'à la chaux que contient la gomme.

C'est aussi par la même raison que l'acide oxalique précipite la solution de gomme arabique.

6. Les acides étendus dissolvent la gomme sans changement; mais quand ils sont concentrés, ils la décomposent. L'acide sulfurique concentré la convertit en eau, en acide acétique et en charbon. Ce dernier corps forme plus du quart du poids de la gomme, et donne quelques traces légères de tannin artificiel. L'acide nitrique dissout la gomme avec dégagement de gaz nitreux, et la solution dépose, en refroidissant, un peu d'acide saccolactique. Il se forme un peu d'acide malique; et en continuant la chaleur, la gomme se change en acide oxalique, qui forme à peu près la moitié du poids de la gomme. L'acide oxi-muriatique que l'on fait passer au travers d'une solution de gomme, la change en acide oxalique.

7. La gomme et le sucre se combinent facilement, et par une évaporation légère de leurs solutions mélangées, on obtient une substance transparente. L'alcool en sépare une partie du sucre, mais il en reste en combinaison une portion qui forme une substance ressemblant à celle des nids de guêpes.

8. La gomme soumise à la distillation dans une cornue, donne un acide que l'on avoit nommé *Acide pyromuqueux*, mais que l'on sait maintenant n'être que de l'acide acétique tenant en solution une certaine quantité d'huile essentielle et un peu d'ammoniaque. Il se dégage ensuite du gaz hydrogène carburé et du gaz acide carbonique, et il reste dans la cornue du charbon mêlé de chaux et de sulfate de chaux. La gomme est donc composée d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, et (comme on peut le penser d'après la formation de l'am-

moniaque) d'un peu de nitrogène (1). Elle paroît différer du sucre, non-seulement parce qu'elle contient moins d'oxigène, mais aussi parce qu'elle tient en combinaison de la chaux et du nitrogène (2).

On trouve dans le mémoire du docteur Bostock des détails plus étendus sur les différentes variétés de mucilages végétaux.

SECTION III.

Gelée végétale.

On peut obtenir la *gelée végétale* du suc récemment exprimé de certains fruits, comme la groseille blanche et rouge. Quand on abandonne pendant quelque temps à lui-même le suc de ces fruits, il se coagule en partie en une substance tremblante, bien connue sous le nom de *Gelée*. Ce coagulum, lavé dans une petite quantité d'eau, est la gelée à peu près pure.

La gelée végétale, à moins qu'elle ne soit teinte par la couleur du fruit, est à peu près incolore; elle a une saveur agréable et une consistance tremblante. Elle est soluble dans l'eau froide, mais en plus grande quantité dans l'eau chaude; et la solution, si elle est concentrée,

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard ont trouvé la gomme arabique formée de

Carbone. . . .	42,23
Oxigène. . . .	50,84
Hydrogène. . .	6,93
	100.

(*Note du traducteur.*)

(2) Cruikshank, *Nicholson's Journal*, in-4°., 11, pag. 409.

se coagule par le refroidissement. Elle perd cette propriété par une longue ébullition, et se change en une substance analogue au mucilage. Elle est transparente quand elle sèche; elle se combine facilement avec les alcalis. L'acide nitrique la convertit en acide oxalique, sans dégagement de gaz azote. La solution aqueuse est précipitée par l'infusion de noix de galle.

Section IV.

Sucre et Acide oxalique.

Art. Ier. *Sucre.*

Presque tous les sucres dont on se sert pour les besoins de la vie, proviennent d'un roseau des pays chauds, appelé *arundo saccharifera.* Cette plante produit des cannes très-fortes renfermant une moëlle molle, qui donne, par la compression dans des machines très-fortes, une grande quantité de suc sucré. On évapore ce suc dans des bassins de cuivre, avec une petite quantité de chaux. Il se forme, pendant l'évaporation, une écume épaisse, que l'on retire continuellement. On fait passer successivement le suc des grandes chaudières dans de plus petites, jusqu'à ce que dans la dernière il devienne épais et tenace. On le porte alors dans des rafraichissoirs de bois peu profonds, où le sirop forme une masse cristalline irrégulière, entourée d'un fluide visqueux. On fait égouter alors toute la masse dans des formes, dans le fond desquelles il y a des trous. Le fluide qui se sépare porte le nom de *mélasse* ; et les cristaux séchés sont exportés en Europe sous le nom de *sucre cru* ou *moscouade.*

Pour donner au sucre l'éclat, la blancheur et la forme de *sucre en pains*, il suffit de le dissoudre dans de l'eau de chaux, et de le faire bouillir avec quelque substance coagulable, comme les blancs d'œufs ou le sang de bœuf. Ces substances se coagulent en une écume épaisse, qui s'élève à la surface, emportant avec elle la plus grande partie des impuretés du sucre. Après qu'on a évaporé la solution à une consistance convenable, on la place dans de larges cônes de terre, munis d'une ouverture à la pointe, et supportés par un vase de terre. Quand le sirop est concreté en une masse solide, on retire le bouchon de la pointe du cône, pour faire couler le liquide adhérant au pain; et ensuite on place à la surface du sucre une pâte d'argile et d'eau, qu'on y laisse trois, quatre ou cinq jours. L'humidité de cette pâte pénétrant lentement au travers du sucre, entraîne avec elle le reste du sirop coloré; et le pain, après avoir été séché à l'étuve, a acquis le degré de blancheur que l'on desire.

Outre le suc de cannes, on peut extraire aussi le sucre de plusieurs autres végétaux. Le suc qui s'écoule spontanément des incisions faites à l'érable américain, donne assez de sucre pour qu'il soit profitable de le retirer. Les fruits mûrs contiennent du sucre en grande quantité; et quand on les garde long-temps après leur dessiccation, le sucre paroît à la surface en petits grains. Le jus de carotte, et surtout celui de betteraves (*Beta vulgaris*, *Linnée*), donnent une quantité considérable de sucre. Pour l'obtenir de ces derniers végétaux, on fait tremper leurs racines dans l'eau, on les rape et on exprime le suc. On ajoute alors un peu de chaux à ce sucre, et on l'évapore à peu près aux deux tiers : puis,

on le passe. On répète alternativement ces solutions et ces filtrations, jusqu'à ce que le liquide acquière la consistance de sirop, quand il est froid. Le sucre extrait de cette manière, conserve quelquefois la saveur de la racine; mais on peut le purifier par les procédés que nous avons indiqués plus haut, pour le raffinage du sucre de l'Inde; et il perd alors sa saveur particulière. La quantité de sucre varie beaucoup; mais, en général, on peut établir que l'on obtient quatre ou cinq kilogr. pour cent de racines, outre la quantité de sirop non cristallisable. On a calculé en Allemagne, que la dépense étoit d'à peu près 6 sous par kilogr.; mais cette estimation paroît exagérée (1).

D'après les expériences de Proust (*Journal de Physique*), il paroît que l'on peut obtenir du sucre des raisins (dont on perd annuellement en Espagne plusieurs milliers de tonneaux), à environ 16 s. par kilogramme, ou même, dans des circonstances favorables, à 10 s.

Le sucre se produit aussi dans la fermentation, qui consiste à convertir la fécule en sucre.

(1) Le gouvernement françois s'occupe actuellement de faire préparer en grand du sucre de betteraves, pour l'approvisionnement de ce pays; déjà beaucoup de manufactures se sont élevées, et fabriquent de grandes quantités de ce sucre indigène, qui pourra facilement remplacer celui de canne; le procédé que l'on emploie pour le préparer est décrit très en détail dans le mémoire de M. Deyeux (*Annales de Chimie*, LXXVII, pag. 42.) D'après les calculs que l'on a faits, on espère que ce sucre ne reviendra qu'à 3 fr. ou 3 fr. 50 c. le kilogramme.

(*Note du traducteur.*)

Le sucre a les propriétés suivantes :

1. Il est soluble dans son poids d'eau froide, et à peu près en proportion illimitée dans l'eau chaude. Cette dernière solution donne un liquide que l'on appelle sirop, d'où il se sépare, par un long repos, des cristaux de sucre que l'on appelle *sucre candi.* Leur forme est celle d'un prisme à quatre ou six côtés, aigus à chaque extrémité, ou quelquefois terminés par trois plans.

2. L'alcool dissout, quand il est chaud, environ le quart de son poids de sucre. La solution dépose, par le repos, de très-larges cristaux.

3. L'eau de chaux rend le sucre plus soluble. Les alcalis s'unissent avec lui et détruisent sa saveur. Il peut la recouvrer cependant sans aucun changement, en ajoutant de l'acide sulfurique, et précipitant le sulfate alcalin par l'alcool, qui retient le sucre en solution. Il s'unit aussi avec les terres alcalines, et si fortement avec la barite, qu'il paroît souffrir une espèce de décomposition.

4. Le sucre a la propriété de rendre les huiles solubles à l'eau.

5. Les sulfures, les hydro-sulfures et les phosphures paroissent avoir la propriété de convertir le sucre en une substance semblable à la gomme. (*Système de Chimie de Thomson*, *traduct.* tom. VIII, 34.)

6. Il se convertit, par la distillation, en acide acétique, en hydrogène carburé, en gaz acide carbonique, et en charbon. D'après Lavoisier, il est formé de 64 parties d'oxigène, 28 de carbone et 8 d'hydrogène ; mais ces

nombres ne doivent être regardés que comme une approximation de la vérité (1).

Outre le suc pur, il y a d'autres substances saccharines qui ont une grande ressemblance avec lui. La manne est le suc épaissi qui découle spontanément des incisions faites à l'écorce d'une espèce de pin (le *fraxinus ornus*). Fourcroy et Vauquelin l'ont rencontré en grande quantité dans le jus d'oignon. La manne paroît contenir, outre le sucre, une portion de mucilage et d'extractif, auxquels il doit sa saveur et ses propriétés particulières.

On peut dire la même chose du miel. Cependant M. Cruickshanck a trouvé que quand on le traite par l'acide nitrique, il donne moins d'acide oxalique qu'un poids semblable de sucre pur. Proust a considéré le miel lui-même comme de deux espèces différentes. Le miel jaune commun est d'une consistance uniforme et visqueuse; mais il y en a une espèce blanche granulée, qui a de la tendance à devenir solide. Il a obtenu de ce dernier, par le moyen de l'alcool, une poudre blanche sucrée, qu'il considère comme approchant davantage du sucre de raisin que de celui de canne.

---

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard (*loc. cit.*) l'ont trouvé composé de

Carbone. . .	42,47
Oxigène. . .	50,63
Hydrogène..	6,90
	100.

(*Note du traducteur.*)

ART. II. *Acide oxalique.*

Le sucre est acidifié par sa distillation avec l'acide nitrique. A six parties d'acide nitrique, concentré dans une cornue tubulée, à laquelle est adapté un récipient, ajoutez une partie de sucre en poudre grossière, chauffez légèrement ; pendant la solution il se dégagera du gaz nitreux en grande quantité. Quand tout le sucre sera dissous, évaporez une partie de l'acide ; la liqueur restante donnera des cristaux réguliers (formant à peu près 58 pour 100 du sucre), que vous ferez redissoudre et cristalliser : vous sécherez avec du papier brouillard ces seconds cristaux.

On peut obtenir aussi l'acide oxalique, en traitant de la même manière la gomme et d'autres substances végétales, et même quelques produits animaux.

L'acide oxalique cristallisé a les propriétés suivantes :

1. Il a une saveur très-acide ; il agit avec une grande force sur les couleurs bleues végétales.

2. Il se dissout dans le double de son poids d'eau froide, et dans son propre poids d'eau chaude : il est soluble aussi dans l'alcool bouillant, qui en prend à peu près la moitié de son poids, et difficilement dans l'éther.

3. Il s'effleurit à l'air, et se couvre d'une poudre blanche.

4. Il se décompose à une chaleur rouge, et il reste du charbon. Pendant la distillation, on obtient une grande quantité de gaz inflammable ; et il se sublime dans le col de la cornue une portion d'acide sans alté-

ration. D'après son analyse par la distillation, Fourcroy et Vauquelin ont calculé qu'il consiste en 77 d'oxigène, 13 de carbone et 10 d'hydrogène. Cependant, le docteur Thompson a dernièrement analysé cet acide avec le plus grand soin, et il a obtenu des résultats très-différens. Il a prouvé que les cristaux parfaits consistent en

Acide réel.	77
Eau......	23
	100.

Et d'après une analyse soignée des gaz qu'il a obtenus par la distillation, il conclut que 100 parties d'acide réel consistent en

Oxigène.....	64
Carbone....	32
Hydrogène. .	4
	100. (1).

Nous devons aussi au même chimiste l'analyse exacte et l'histoire des oxalates alcalins et terreux, dont voici un extrait.

L'*Oxalate de potasse.* Il forme des cristaux rhomboïdaux, terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est

(1) D'après MM. Gay-Lussac et Thenard (*loc. cit.*), il est formé de

Carbone. . .	26,566
Oxigène. . .	70,689
Hydrogene..	2,745
	100.

(*Note du traducteur*)

froide et amère. Il exige, pour se dissoudre, trois fois son poids d'eau à 15°. Il existe aussi un autre sel, formé du même acide et de la même base, avec un grand excès de cette dernière; il est connu dans le commerce sous le nom de *sel d'oseille,* mais on doit lui donner le nom de *sur-oxalate de potasse.* Il forme de beaux prismes à quatre pans; il contient une quantité d'acide, double de l'oxalate; ainsi en supposant que la quantité de potasse est 100, et dénotant par x la quantité d'acide nécessaire pour la convertir en oxalate, nous aurons $2x$ pour le sur-oxalate.

Le Quadroxalate de potasse. Il a été obtenu par le docteur Wollaston, en faisant digérer le sur-oxalate avec de l'acide nitrique ou muriatique. L'alcali se divise en deux parties, l'une qui s'unit avec l'acide minéral, et l'autre qui reste en combinaison avec l'acide oxalique. Le quadroxalate contient, d'après cela, quatre fois autant d'acide qu'il en existe dans l'oxalate neutre et deux fois plus que dans le sur-oxalate, ou son acide peut être exprimé par $4x$.

L'Oxalate de soude. Il cristallise facilement, et a une saveur à peu près semblable à celle de l'oxalate de potasse. Quand on le chauffe, il tombe en poudre, et perd toute son eau de cristallisation; il paroît que la soude forme aussi un *sur-oxalate.*

L'Oxalate d'ammoniaque. C'est le plus important de tous les oxalates, il cristallise en longs prismes transparens, terminés par des sommets dièdres; sa saveur est amère et désagréable; à la température de 15°, 1 gramme d'eau ne dissout que 45 milligr. de ce sel. La solution est employée comme réactif, parce qu'elle précipite la chaux de toutes ses combinaisons solubles,

et en démontre même de très-petites quantités ; il devient par là un puissant moyen d'analyse.

Oxalate de chaux, c'est un sel extrêmement insoluble. On peut le former en versant de l'acide oxalique dans de l'eau de chaux, ou en mêlant des solutions de sels à bases de chaux, avec des oxalates solubles. Quand il a été desséché à environ 15°, il est parfaitement uniforme dans sa composition, et consiste, d'après le docteur Thomson, en

Acide..	59,2
Chaux.	35,5
Eau...	5,3
	100.

Quand on le sèche rapidement, il est susceptible de se convertir en masses, qui ne contiennent pas moins de 10 *pour cent* d'eau ; il est soluble dans les acides nitrique et muriatique, et alors quand on emploie l'acide oxalique ou l'oxalate d'ammoniaque pour précipiter la chaux, il faut neutraliser l'excès d'acide.

Oxalates de barite, de strontiane ; ils sont en poudre insipide, et d'une extrême insolubilité ; mais ces terres paroissent former des sur-oxalates solubles, avec un excès d'acide.

Oxalate de magnésie ; il est en poudre blanche fine, qui ressemble beaucoup à l'oxalate de chaux ; il est insipide et n'est pas sensiblement soluble dans l'eau. Quand on mêle de l'oxalate d'ammoniaque et du sulfate de magnésie, il ne se fait pas de précipité.

D'après le docteur Thomson, 100 parties d'acide oxalique saturent les quantités suivantes de bases :

Ammoniaque.	34,12
Magnésie....	35,71
Soude......	57,14
Chaux......	60,00
Potasse.....	122,86
Strontiane...	151,51
Barite......	142,86

Et la table suivante présente la composition des différens oxalates.

100 *Parties de*	*Consistent en*	
	Base.	Acide.
Oxalate d'Ammoniaque.	74,45	25,55
— Magnésie...	73,68	26,32
— Soude......	63,68	36,37
— Chaux.....	62,50	37,50
— Potasse.....	44,87	55,13
— Strontiane..	39,77	60,23
— Barite......	41,16	58,84

Cette table doit être considérée comme applicable aux sels dans leur état de sécheresse ordinaire, à l'exception de l'oxalate de potasse, et peut-être de celui de soude; le docteur Thomson pense que quand on le sèche avec soin et lentement, la proportion d'eau y est si petite, qu'elle peut être négligée.

Section V.

Acides végétaux natifs, et acidules végétaux (1).

Les acides végétaux sont tous formés dans les plantes ou les fruits, et ne demandent pour leur extraction, que des opérations très-simples, telles que l'expression, etc.

Les acides suivans sont les plus connus :

1. Citrique.
2. Gallique.
3. Malique.
4. Tartarique.
5. Benzoïque.
6. Oxalique.
7. Acétique.
8. Phosphorique.
9. Prussique.

Art. Ier. *Acide citrique.*

L'acide citrique existe dans les sucs exprimés du limon et du citron. Nous devons à Scheele le procédé pour l'en extraire. Ajoutez au suc de citron contenu dans un vase de terre cuite, ou de bois blanc, du carbonate de chaux (craie) en poudre fine, et remuez bien le mélange après chaque addition, il se fera une effervescence, et vous ajouterez de la craie aussi long-temps que cet effet aura lieu. Il est impossible d'assigner la proportion exacte, parce que la quantité d'acide varie beaucoup dans le suc. Mais, en général, 180 ou 200 grammes de craie suffisent pour saturer trois litres de

(1) On entend par *acidule*, des sels avec excès d'acide, comme le sur-oxalate de potasse, etc.

suc de citron. Quand l'effervescence a cessé, et que la liqueur a perdu sa saveur acide, laissez déposer le mélange, décantez la liqueur, et ajoutez de l'eau; laissez la poudre se précipiter, et décantez de nouveau la liqueur; recommencez ces opérations jusqu'à ce que l'eau sorte à peu près incolore. Le précipité insoluble consiste en acide citrique uni avec la chaux. Ajoutez-y de l'acide sulfurique étendu de 20 parties d'eau, et dont la quantité égale à peu près les trois quarts de la craie employée, ou bien versez l'acide concentré sur le précipité que vous aurez délayé dans une grande quantité d'eau; faites digérer le mélange pendant vingt-quatre heures, en agitant souvent; séparez alors le précipité qui consiste en sulfate de chaux; décantez la liqueur claire, lavez le précipité avec de l'eau jusqu'à ce qu'elle sorte insipide, et mêlez toutes les liqueurs ensemble; évaporez dans une capsule de porcelaine, sur un bain de sable, la solution contenant les acides citrique et sulfurique et un peu de mucilage; réduisez la liqueur à peu près aux trois quarts de son volume; séparez le sulfate de chaux qui se dépose, et évaporez la liqueur à une consistance sirupeuse à une chaleur qui n'excède pas 100° : il se formera, par le refroidissement, des cristaux bruns que vous séparerez; et ayant évaporé la liqueur, elle donnera de nouveaux cristaux. Dissolvez-les dans l'eau pour les purifier, et faites évaporer de nouveau la solution, après la seconde cristallisation, la couleur des cristaux aura presque disparu; mais pour les obtenir parfaitement blancs et bien formés, il faut quatre cristallisations. Ces cristaux sont alors l'acide citrique pur.

Les proportions que j'ai recommandées pour la pré-

paration de l'acide citrique, diffèrent un peu de celles que Proust a déduites de ses expériences; car il a trouvé que 122 grammes de craie saturent 3,548 kilog. de suc. Le citrate pèse 198 grammes, mais les 122 gram. de craie contiennent seulement 62 grammes de chaux; et d'après l'analyse, le citrate de chaux paroît contenir 0,70 d'acide. Alors les 198 grammes contiennent 153 d'acide citrique. Mais pour dégager complètement l'acide carbonique de 122 grammes de craie, il faut 152 gram. d'acide sulfurique du commerce; et c'est cette proportion qu'il a employée pour décomposer le citrate de chaux. 152 grammes de citrate donnent par deux cristallisations 106 grammes de beaux cristaux larges : d'où il suit que 229 grammes doivent donner 133 gram. d'acide citrique.

On prépare généralement l'acide citrique avec le suc de citron. La quantité d'acide citrique pour 4 litres varie de 440 à 560 grammes. La seule méthode de connoître la quantité consiste à saturer avec de la potasse une quantité connue de suc, après avoir déterminé préalablement, par une expérience directe, combien il faut de solution alcaline pour saturer 100 grammes d'acide citrique cristallisé.

L'acide citrique pur forme de beaux cristaux transparens consistant en deux pyramides à quatre faces opposées base à base, ou quelquefois en prismes rhomboïdaux. 100 grammes d'eau distillée à 15°, dissolvent 150 grammes de ces cristaux, et l'eau bouillante en dissout deux fois son poids. Ces cristaux n'attirent pas l'humidité de l'air; ils se décomposent à une haute température, et donnent des produits qui prouvent qu'ils

sont composés de carbone, d'hydrogène et d'oxigène en proportions inconnues (1).

L'acide citrique, traité avec deux fois son poids d'acide nitrique, se convertit en partie en acide oxalique, dont il donne la moitié de son poids. Quand on augmente la proportion d'acide nitrique, ou que l'on diminue celle de l'acide citrique, il disparoît en entier, et il se forme de l'acide acétique.

L'acide citrique s'unit facilement avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques.

Citrate de potasse. D'après Vauquelin, 36 parties d'acide citrique cristallisé et dissous dans l'eau, exigent pour leur saturation 61 parties de carbonate de potasse cristallisé, et le sel qui en résulte est extrêmement soluble et même déliquescent. Il est composé de 55 ½ d'acide et de 44 ½ d'alcali.

Citrate de soude. Il est très-soluble. Trente-six parties d'acide citrique neutralisent 42 de sous-carbonate de soude sec, et alors 100 parties de citrate contiennent 60,7 d'acide et 39,3 de base.

Citrate d'ammoniaque. La même quantité d'acide citrique sature 44 parties de sous-carbonate d'ammoniaque, et donne un sel soluble qui cristallise difficilement, et contient sur 100 parties 62 d'acide et 38 de base.

---

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard ont déterminé qu'il consiste en

Carbone. . .	33,811
Oxigène. . .	59,859
Hydrogène. .	6,330
	100.

(*Note du traducteur.*)

Citrate de barite. Il consiste en des poids égaux d'acide et de base. Il est insoluble. C'est un sel de peu d'importance.

Citrate de magnésie. Trente-six parties d'acide cristallisé en neutralisent 40 de sous-carbonate de magnésie. 100 parties de ce sel contiennent alors 33,34 de base et 66,66 d'acide. Ce sel est soluble, mais il ne peut cristalliser.

Citrate de chaux. L'acide citrique cristallisé, dissous dans l'eau, exige, pour sa saturation, un poids de craie égal au sien. Le composé est insoluble quand il est neutre, mais il se dissout facilement quand il contient un excès d'acide. Il est probablement composé d'environ 65 d'acide et 35 de terre.

Les citrates métalliques ont été peu examinés. Les composés d'acide citrique avec les oxides de fer sont les plus importans à cause de l'usage que l'on en fait pour enlever les couleurs sur les toiles peintes.

Art. II. *Acide gallique.*

Cet acide existe dans la noix de galle, mêlé de tannin et de diverses autres substances. M. Davy a trouvé que 400 gram. d'infusion saturée de noix de galle, donnent 53 grammes de matières solides composées de neuf dixièmes de tannin et d'un dixième d'acide gallique. On peut obtenir l'acide en exposant à l'air une infusion de noix de galle dans l'eau. Il se forme à la surface une pellicule de moisi, et au bout de quelques mois, on voit quelques cristaux jaunes sur la surface du vase. On fait dissoudre ces cristaux dans l'alcool pour en séparer les autres substances et on fait évaporer la solution à siccité.

On peut aussi l'obtenir par sublimation, en distillant dans une cornue des noix de galle concassées. L'acide gallique s'élève à la distillation, et se condense sous forme liquide dans le col de la cornue. Deyeux a recommandé ce procédé comme préférable à tous les autres.

On peut aussi séparer l'acide gallique de l'infusion de noix de galle, en y ajoutant du muriate d'étain, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité. On conserve ce précipité pour les expériences que nous décrirons à l'article *Tannin.* On peut précipiter l'oxide d'étain surabondant de la solution, au moyen du gaz hydrogène sulfuré, et la liqueur claire donne, par l'évaporation, des cristaux d'acide gallique.

Haussman a retiré de 8 grammes de noix de galle 3 grammes d'acide gallique.

M. Fiedler a proposé dans le *Journal de Nicholson*, in-8°. vol. I, pag. 236, un procédé très-simple pour obtenir l'acide gallique. Il fait bouillir une partie de noix de galle en poudre avec trois parties d'eau, et passe la décoction. Il précipite aussi deux grammes d'alun dissous dans l'eau avec une quantité suffisante de carbonate de potasse; et après avoir bien lavé le précipité, il y ajoute la décoction, et fait digérer le mélange pendant vingt-quatre heures, en agitant fréquemment. L'alumine se combine avec l'acide, et précipite le tannin et l'extractif, et la solution filtrée donne, par l'évaporation, des cristaux d'acide gallique.

On ne peut cependant, par aucun de ces procédés, obtenir l'acide gallique parfaitement pur; car, d'après M. Davy, il contient toujours une petite quantité d'extractif. Pour le purifier, Deyeux propose la sublimation. Pour cela, on met sur une capsule de verre qui con-

tient l'acide impur, et qui est placée sur un bain de sable, une autre capsule renversée : à la première impression de la chaleur, l'acide s'élève à la partie supérieure sous la forme de cristaux blancs aiguillés.

L'acide gallique pur a les propriétés suivantes :

1. Il cristallise en plaques transparentes ou en octaèdres; il a une saveur acide et quelquefois astringente.

2. L'acide gallique brûle avec flamme quand on le jette sur un fer rouge, et il donne une odeur agréable.

3. Il est soluble dans 24 parties d'eau froide ou dans trois d'eau bouillante. L'alcool, quand il est froid, en dissout un quart de son poids, ou quand il est chaud, un poids égal au sien.

4. La solution rougit les couleurs bleues végétales, et fait effervescence avec les carbonates alcalins.

5. L'acide nitrique le convertit en acide oxalique.

6. Il s'unit aux solutions alcalines sans y produire de précipité, mais il en occasionne un bleuâtre dans les solutions de chaux, de barite et de strontiane. Il ne décompose parmi les sels terreux, que ceux d'ittrya, de glucine, et de zircone.

7. Il précipite presque tous les métaux de leurs solutions : l'or, l'argent et le cuivre en brun; le plomb en blanc; le mercure en orange; le bismuth en jaune; le fer en noir. Le précipité des solutions de fer est soluble dans un excès d'acide; il forme la base de l'encre, qui consiste, d'après Deyeux, en oxide carburé et gallate de fer.

8. Il se sublime sans altération à une chaleur modérée; mais à une haute température, il se décompose, et il se forme des produits aériformes qui prouvent que cet acide est formé d'oxigène, d'hydrogène et de car-

bone dans des proportions que l'on n'a pas déterminées exactement.

Pour mieux connoître l'acide gallique on peut consulter les mémoires de Bouillon-Lagrange. Ce Chimiste doute cependant actuellement si l'acide gallique peut être considéré comme un acide distinct, et il pense que ce n'est qu'une modification de l'acide acétique. Il remarque que ses propriétés varient selon la manière dont il a été préparé. (*Annales de Chimie*, IX, page 156).

ART. III. *Acide malique.*

Cet acide existe dans le suc des pommes, des groseilles et de quelques autres fruits, où on le trouve mêlé avec l'acide citrique et quelquefois avec d'autres acides. On peut l'obtenir en évaporant le suc presqu'à siccité, et y ajoutant de l'alcool qui dissout les acides et laisse le mucilage. A cette solution d'acides citrique et malique dans l'alcool, on ajoute de la craie jusqu'à saturation, et on lave le précipité avec de l'eau bouillante qui enlève le malate de chaux et laisse le citrate. La solution de malate de chaux peut être décomposée par l'acide sulfurique.

On peut encore saturer le suc de pommes avec le carbonate de potasse, et mêler la solution avec de l'acétate de plomb, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité. On lave bien ce précipité avec de l'eau, et on y ajoute de l'acide sulfurique jusqu'à ce que la liqueur ait acquis une saveur acide sans mélange de saveur sucrée. On filtre la liqueur pour séparer le sulfate de plomb, et on évapore. Il ne se forme pas de cristaux, mais une liqueur épaisse et colorée en rouge cerise.

Vauquelin a trouvé que l'on peut obtenir d'une manière avantageuse l'acide malique du suc de joubarbe (*semper vivum tectorum*), en y ajoutant de l'acétate de plomb, et décomposant par l'acide sulfurique le malate insoluble. Cet acide se forme aussi par l'action de l'acide nitrique sur le sucre. Pour cela on distille parties égales de ces deux substances, jusqu'à ce que ce mélange prenne une couleur brune. On peut séparer l'acide oxalique par le moyen de l'eau de chaux, et la liqueur restante doit être saturée de chaux et filtrée. En ajoutant de l'alcool il se forme un coagulum de malate de chaux, que l'on peut dissoudre dans l'eau, et que l'on décompose comme ci-dessus par l'acétate de plomb, et ensuite par l'acide sulfurique.

L'acide malique est liquide et ne peut cristalliser, mais quand on l'évapore il devient épais et visqueux, comme un sirop. Il est très-soluble dans l'eau. Sa solution éprouve avec le temps une forte décomposition; l'acide nitrique le convertit en acide oxalique. Il forme avec la chaux un sel qui est presque insoluble dans l'eau froide, et qui se dissout facilement dans l'eau chaude; et en conséquence de cette dernière propriété, on peut facilement le séparer des acides oxalique, citrique et tartarique; il précipite le plomb et l'argent de leur solution nitrique, et décompose aussi la solution d'or.

Art. IV. *Acide Tartarique et ses combinaisons.*

On obtient généralement l'acide tartarique du surtartrate de potasse (crême de tartre), par le procédé suivant:

Mêlez 100 parties de crême de tartre en poudre fine, avec 30 de craie aussi en poudre. On obtient facilement ces poudres en triturant ces substances dans un mortier, et les tamisant. Projetez le mélange par cuillerées dans l'eau bouillante, en attendant pour en ajouter une nouvelle, que l'effervescence ait cessé. Je trouve cette méthode préférable à celle qui consiste à dissoudre d'abord la crême de tartre dans l'eau, dont elle exige une très-grande quantité; quand on voit par l'effet de la liqueur sur le papier de litmus, que l'on n'a pas mis assez de craie, on en ajoute de nouveau jusqu'à ce que cette couleur n'éprouve plus de changemens.

Il se forme par cette opération du tartrate de chaux insoluble, qu'on doit laver trois ou quatre fois avec de l'eau froide. On ajoute ensuite au tartrate de chaux délayé dans une quantité d'eau suffisante, de l'acide sulfurique concentré, dont le poids égale celui de la craie employée. On laisse digérer ce mélange pendant 24 heures, en agitant fréquemment; on essaie une petite quantité de liqueur en y versant un peu d'acétate de plomb; il se forme un précipité abondant qui peut consister en tartrate de plomb, ou en un mélange de tartrate et de sulfate de ce métal : il est bon d'avoir une petite proportion de ce dernier, parce que le tartrate de chaux ne peut être entièrement décomposé sans un excès d'acide sulfurique; mais un grand excès est nuisible par son action sur l'acide tartarique, à cause de la chaleur que l'on est obligé d'employer. On peut évaporer de la même manière que pour l'acide citrique, les cristaux doivent être redissous, et la dissolution évaporée de nouveau.

La liqueur qui reste après l'addition de la craie, con-

siste en tartrate neutre de potasse; on peut le décomposer en y ajoutant du muriate de chaux jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité; il se précipite du tartrate de chaux insoluble, que l'on peut décomposer par l'acide sulfurique, comme nous l'avons dit ci-dessus; ou bien on peut évaporer le tartrate de potasse à siccité et le conserver pour quelque autre dessein. S'il ne se forme du tartrate de chaux que dans la première opération, le produit cristallisé monte à environ un quart ou un cinquième du poids de la crême de tartre. Mais la double décomposition par le muriate de chaux, augmente beaucoup la quantité de l'acide produit.

On a proposé de substituer la chaux vive à la craie dans cette expérience, mais je n'ai pas trouvé qu'il y ait d'avantage, car la potasse caustique qui est mise en liberté par l'action de la chaux, dissout le tartrate de chaux, et empêche la précipitation. Quand on sature par le moyen de la craie, il n'y a de neutralisé que cette partie de l'acide qui constitue le *sur-tartrate;* mais avec la chaux vive, l'opération est poussée plus loin, et le tartrate neutre abandonne aussi son acide.

L'acide tartarique forme des cristaux réguliers, dont la forme varie beaucoup selon qu'ils ont été préparés, et selon l'excès plus ou moins grand d'acide sulfurique que l'on a employé; ils exigent pour leur solution, 5 ou 6 parties d'eau à 15°, mais ils sont beaucoup plus solubles dans l'eau bouillante. La solution comme celle de la plupart des acides végétaux, se décompose par le temps, et il se forme à la surface une pellicule de moisi.

Bergmann distilla de l'acide nitrique avec de l'acide tartarique, pour obtenir de l'acide oxalique, mais il

ne put parvenir à en produire. Cependant Hermstadt en employant de l'acide nitrique concentré, parvint à convertir l'acide tartarique en acide oxaliqne, et de 6 grammes du premier, il obtint 4,5 grammes du dernier. Westrumb a réussi aussi dans la même expérience, et il a ajouté que l'acide tartarique peut être changé en acide acétique, quand on le fait digérer avec l'eau et l'alcool.

L'acide tartarique est décomposé quand on le distille à une forte chaleur; il donne une grande quantité d'une liqueur acide brune, que l'on a regardée à tort comme de l'acide acétique, et beaucoup de gaz combustible. D'après les résultats de sa distillation, Fourcroy et Vauquelin l'ont considéré comme formé de

70,5	Oxigène.
19,0	Carbone.
10,5	Hydrogène (1).
100.	

Il paroît d'après les nouvelles expériences de Fourcroy et Vauquelin que l'acide pyro-tartareux est un acide particulier; il diffère de l'acide acétique en ce qu'il est moins volatil et moins odorant, et donne avec la potasse un sel qui précipite l'acétate de plomb. Il se

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard (*loc. cit.*) l'ont trouvé formé de.

Carbone. . .	24,050
Oxigène, . .	69,321
Hydrogène. .	6,629
	100.

(*Note du traducteur*).

distingue de l'acide tartareux en ce qu'il ne précipite pas l'acétate de chaux, et ne forme pas avec la potasse un sel insoluble quand il est avec moins d'acide. D'après ces résultats, ces deux chimistes ont examiné avec attention les acides pyro-muqueux et pyro-ligneux, et ont reconnu que ces deux acides sont de l'acide acétique tenant en combinaison une petite quantité d'huile empyreumatique (*Annales de Chimie*, LXIV, 42).

L'acide tartarique s'unit avec les bases alcalines et terreuses, et donne une classe de sels appelés tartrates.

Tartrate de potasse. On peut l'obtenir en ajoutant du sous-carbonate de potasse à de la crême de tartre ou à une solution d'acide tartarique cristallisé, jusqu'à ce que l'effervescence cesse. D'après Van Packen, 120 grammes de sous-carbonate exigent pour leur saturation 112 d'acide tartarique pur; le sel que l'on obtient est très-soluble et même déliquescent: il est composé d'après Thénard, de

48	Acide.
43	Base.
9	Eau.
100.	

Sur-tartrate de potasse. Si on verse de l'acide tartarique dans une solution de tartrate neutre, il se précipite une poudre blanche très-abondante, qui est un composé du sel neutre et d'une nouvelle quantité d'acide. Ce sel présente un exemple de la diminution de solubilité par l'accroissement de la quantité d'acide. L'acide tartarique a même, dans cette proportion, une affinité si forte pour la potasse, qu'il sépare cet alcali des acides

minéraux. Ainsi, quand on traite du muriate de potasse par l'acide tartarique, il se forme un précipité de sur-tartrate de potasse.

La substance que l'on connoît dans le commerce sous le nom de *tartre*, est une variété très-impure de ce sel. Quand elle est purifiée, elle donne des cristaux blancs qui, réduits en poudre, forment la *crême de tartre*.

Le sur-tartrate de potasse exige, pour sa solution, au moins 120 parties d'eau à 15°, ou 30 parties à 100°; et cette solution laisse déposer, par le refroidissement, presque tout le sel qu'elle contenoit.

D'après les expériences de Thenard, il est composé de

57	Acide.
33	Potasse.
10	Eau.
100.	

Mais des 57 parties d'acide, 37 suffisent pour neutraliser l'alcali; et l'on peut dire alors qu'il est composé de 70 parties de tartrate neutre, de 20 d'acide et de 10 d'eau.

Fourcroy et Vauquelin ont obtenu, par la distillation, du sur-tartrate de potasse, à part l'acide et le charbon,

Sous carbonate de potasse pur et sec.	350,0
Tartrate de chaux.	6,0
Silice.	1,2
Alumine.	0,25
Fer et Manganèse.	0,75

Tartrate de potasse et de soude. On peut le former

en saturant de la crême de tartre par le carbonate de potasse. Le sel qui en résulte est employé en médecine, sous le nom de *Sel de la Rochelle.* Il exige, pour sa solution, environ 5 parties d'eau froide, mais beaucoup moins d'eau bouillante. Il paroît, d'après les expériences de Vauquelin, qu'il est composé de 54 parties de tartrate de potasse, et de 46 de tartrate de soude.

Les tartrates terreux n'ont pas de propriétés particulières intéressantes. A l'exception de celui de magnésie et d'alumine, ils sont insolubles.

Art. V. *Acide Benzoïque.*

On l'obtient d'une substance qui porte le nom de benjoin ou benjamin. On pulvérise 5 hectogr. de benjoin avec 1 hectogr. de chaux vive, et l'on fait bouillir pendant une demi-heure dans 5 litres d'eau, en agitant constamment. Quand la liqueur est refroidie, on décante, et on fait bouillir une seconde fois le résidu dans 4 litres d'eau, et l'on décante comme ci-dessus. On mêle les deux liquides, après les avoir évaporés à moitié, et l'on filtre au travers d'un papier : on y verse alors de l'acide muriatique, jusqu'à ce qu'il cesse de se produire un précipité. Enfin, après avoir décanté la liqueur, on fait sécher la poudre à une légère chaleur, et l'on sublime dans des terrines placées sur un bain de sable, et couvertes d'un cône de carton.

L'acide benzoïque a une odeur particulière et qui n'est pas désagréable. Ses cristaux sont mous, et ne peuvent se réduire en poudre. Il se volatilise en fumées blanches, à une chaleur modérée : il exige, pour se dissoudre, environ vingt-quatre fois son poids d'eau

bouillante, qui, en refroidissant, en laisse précipiter environ $\frac{1}{3}$.

On n'a pas encore analysé cet acide ; et les composés qu'il forme avec les alcalis et les terres, et que l'on nomme *Benzoates*, sont si peu connus, que nous ne les décrirons pas ici.

ART. VI. *Acide oxalique.*

On le trouve natif dans le suc d'oseille, formant un acidule ; et il paroît, d'après les expériences de Vauquelin, qu'il existe dans le Rheum palmatum.

ART. VII. *Acide moroxilique.*

M. Klaproth a découvert dernièrement cet acide combiné avec un peu de chaux et d'extractif, dans une masse saline qui exsude du tronc du mûrier blanc, *morus alba*, *Linn.* Il avoit été recueilli par le docteur Thompson, sur des arbres du jardin botanique de Palerme, et semble appartenir aux individus qui croissent dans des climats froids. Ses caractères n'ont pas été très-bien examinés : il a été appelé, par Klaproth, à cause de son origine, *acide moroxilique*, et ses composés, *moroxalates.* (Voy. *Annales de Chimie*, LXIX, 36.)

ART. VIII. *Acide laccique.*

Cet acide (qu'on devroit strictement ranger parmi les acides animaux) a été retiré de la laque blanche de Madras, dont il sort en gouttes quand on la liquéfie. Il est sous forme d'une liqueur rouge, qui a une légère saveur amère et salée, mais qui donne, par l'évapo-

ration, des cristaux acides; il décompose les carbonates de chaux et de soude avec effervescence; il précipite les sels de barite; il prend une couleur verte avec l'eau de chaux, et une pourpre avec le sulfate de fer. Pour acquérir une connoissance plus exacte de ses propriétés, voyez le mémoire du docteur Pearson, dans *les Transactions Philosophiques*. Juin 1794.

Art. IX. *Acide phosphorique.*

Il existe dans presque toutes les substances végétales, et principalement dans les graines, non point à l'état libre, mais en combinaison avec la potasse et la chaux. C'est pour cela que le charbon de presque toutes les espèces de semences, donne du phosphore par la distillation; ce fait a été primitivement observé par Margraff, et confirmé par les expériences récentes de Saussure.

Art. X. *Acide prussique.*

Il a été découvert dans les eaux distillées d'amandes amères, de feuilles de laurier et de noyaux de pêche. Quand on sature ces eaux avec de la potasse, on obtient un sel cristallisable, dont la solution forme du bleu de Prusse avec les solutions de fer. Vauquelin a obtenu aussi l'acide prussique, en distillant, à une légère chaleur, de l'eau sur les amandes d'abricots. (*Ann. de Chimie*, XLV. 206).

SECTION VI.

Huiles fixes.

1. Ces huiles s'obtiennent, par expression, de certaines plantes, comme l'olive, l'amande, les graines de lin, de pavots, de navette, etc.

2. Elles contiennent, quand on les a obtenues ainsi, du mucilage, à la décomposition spontanée duquel est dû, en partie, le changement qu'éprouvent les huiles avec le temps, et que l'on nomme *Rancidité.*

3. Elles sont ordinairement colorées, mais on peut les priver de cette couleur par la digestion avec le charbon.

4. Leur pesanteur spécifique est ordinairement entre celle de l'alcool et de l'eau; et alors elles restent au fond de ce premier fluide, et surmontent le dernier. Elles ne peuvent, par l'agitation, se combiner avec l'un ou l'autre de ces fluides, mais elles s'en séparent toujours (1). Cependant quand on écrase avec l'eau les

(1) Les huiles se dissolvent en petites proportions dans l'alcool (*Nicholson's Journal*, XVI, pag. 166).

Planche a dressé la table suivante de la solubilité des huiles fixes dans l'alcool; il s'est servi, pour ses expériences, d'un flacon bien sec, dans lequel il mettoit 1000 gouttes d'alcool bien pur, à 40° de l'aréomètre de Baumé, le thermomètre de Reaumur à 10°; il versoit une goutte d'huile et agitoit le mélange, et continuoit ainsi jusqu'à ce que l'alcool fût saturé d'huile; voici la table qu'il a dressée.

Noms des huiles.	*Quantités dissoutes.*
Huile de Ricin.	toutes proportions.
— de Pavot, gardée un an. . . .	8 gouttes.
— de Lin.	6
— de Noix.	6
— de Pavot, nouvelle.	4
— de Faine.	4
— d'Olives.	3
— d'Amandes douces.	3
— de Noisettes.	3

Il n'a pas déterminé les degrés de solubilité des huiles dans l'éther

graines qui les contiennent, et surtout si on ajoute un peu de sucre, on obtient une solution parfaite, appelée *émulsion.* Quand on y verse un acide, l'huile se sépare et nage à la surface.

5. Quelques huiles fixes se congèlent ou deviennent solides par un léger abaissement de température, et d'autres, comme l'huile de palmier, sont toujours épaisses ou sous forme d'un solide mou comme le beurre, à la température de l'atmosphère.

6. Elles s'unissent avec les alcalis, et forment des savons. Cependant en Angleterre on fabrique généralement le savon, en combinant les alcalis fixes au suif. On trouve dans le *Dictionnaire d'Aikin* une excellente description des procédés que l'on suit pour la prépara-

---

sulfurique ; mais il a prouvé que c'étoit une véritable combinaison, dont les élémens ne se séparent ni par le froid, ni par l'alcool.

Quand à l'éther acétique, il est parvenu aux résultats suivans : le thermomètre de Reaumur étant à 9 ou 10°.

ETHER ACÉTIQUE.	NOMS des HUILES.	QUANTITÉS DISSOUTES.
1 partie	de Ricin.	8 parties et au-delà.
2	de Noix.	1
2	de Lin.	1
2½	de Faine.	1
3	de Pavot.	1
4	d'Amandes douces.	1
5	d'Olives.	1
7	de Noisettes.	1

(*Note du traducteur.*)

tion des savons tant avec les huiles végétales qu'avec les huiles animales.

Le savon est facilement soluble dans l'eau. La solution est décomposée par les acides et les sels neutres à bases terreuses. C'est pour cela que les eaux crues qui contiennent des sels terreux, coagulent le savon; leur acide s'unit avec l'alcali du savon, et l'huile se combine avec la base du sel contenu dans l'eau. Quand on mêle une forte dissolution de savon avec des dissolutions métalliques, il se forme une substance que l'on appelle *Savon métallique*. L'alcali s'unit avec l'acide du sel, et l'huile avec l'oxide métallique.

7. Les huiles fixes dissolvent du soufre, et forment une espèce de baume. Elles agissent sur le phosphore.

8. Leurs propriétés sont altérées quand on les fait bouillir avec des oxides métalliques, par exemple, ceux de plomb. Le mucilage s'unit avec l'oxide, qui cède probablement une portion de son oxigène à l'huile, et celle-ci devient sèche : elle est employée pour la peinture.

9. Les huiles fixes, distillées à une légère chaleur, donnent des gaz oléfiant et hydrogène carburé. Une portion de l'huile se distille sans décomposition. On ne peut les considérer alors comme parfaitement fixes, mais on leur donne ce nom en les comparant aux huiles essentielles ou volatiles.

Par des distillations répétées, l'huile fixe peut enfin être changée en matière gazeuse.

Les huiles fixes sont extrêmement combustibles; et quand on les brûle dans un appareil disposé pour recevoir les produits de leur combustion, elles donnent de l'acide carbonique et de l'eau. On peut donc conclure de là qu'elles sont composées de carbone et d'hy-

drogène dans les proportions de 79 du premier et 21 du second, selon Lavoisier. Cependant cette expérience exclut l'oxigène, que les huiles doivent contenir en certaine quantité; et sa présence a été presque démontrée par une expérience de M. Davy. Il a observé que quand on introduit du potassium dans une huile fixe froide, le premier produit est de l'hydrogène pur provenant de la décomposition de l'eau absorbée par la croûte de potasse pendant son exposition à l'air. Si on enlève d'abord la croûte, il se dégage de l'hydrogène carburé; il se dépose une matière charbonneuse, et il se forme du savon. Cependant, pour produire l'alcali que contient ce savon, il a fallu nécessairement que l'oxigène fût fourni par la décomposition de l'huile. M. Davy a trouvé aussi dans les produits de la distillation des huiles une petite quantité d'eau, à la production de laquelle l'oxigène est essentiel. (*Philosoph. Trans.* 1808).

10. L'acide nitrique agit avec une grande énergie sur les huiles fixes. En petite proportion, il les rend plus épaisses. Mais quand on distille l'huile avec un excès d'acide, l'huile est décomposée; il se dégage du gaz nitreux, et il reste de l'acide oxalique dans la cornue. L'acide nitrique rutilant et fumant, mêlé promptement avec l'huile fixe, et sur-tout quand on ajoute un peu d'acide sulfurique, occasionne une combustion violente. Le gaz acide oxi-muriatique que l'on y fait passer l'épaissit, et la rend tenace comme de la cire.

11. Les huiles fixes ont une propriété singulière qui a produit quelquefois des accidens terribles. Quand on les mêle avec du noir de fumée ou avec quelques espèces de charbon léger, ou même avec quelques sub-

stances végétales, comme le coton, la soie, la laine, le mélange s'enflamme spontanément au bout de quelque temps. On a observé cette combustion dans une balle de coton employée à enlever l'huile d'une machine; c'est cette propriété qui a probablement occasionné quelques-uns de ces incendies de coton, auxquels on ne peut assigner de cause (1).

SECTION VII.

Huiles volatiles ou essentielles.

A l'exception des huiles de limon et d'orange que l'on obtient par expression, les huiles essentielles se préparent en distillant les végétaux qui les fournissent avec une quantité d'eau suffisante. Les huiles tombent au fond de l'eau, ou nagent à la surface, selon leur pesanteur spécifique.

1. Ces huiles ont une odeur pénétrante et une saveur âcre.

2. Elles se volatilisent à une légère chaleur, et c'est à cause de cette propriété que les taches qu'elles forment sur le papier peuvent être enlevées en le chauffant à une petite distance du feu; mais les taches que forment les huiles exprimées sont permanentes.

---

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard (*loc. cit.*) ont trouvé l'huile d'olive de Provence formée de

Carbone. . . .	77,213
Oxigène. . . .	9,427
Hydrogène. . .	13,360
	100.

(*Note du traducteur.*)

3. Elles ne peuvent que difficilement s'unir avec les alcalis.

4. Elles sont solubles dans l'alcool.

5. Elles ne s'unissent pas avec l'eau. Cependant on peut, par l'intermède d'un peu de sucre, les combiner en petite quantité avec l'eau.

6. Quand on verse de l'acide nitrique sur ces huiles, et sur-tout quand on y a mêlé préalablement un cinquième ou sixième d'acide sulfurique, le mélange brûle avec une flamme très-vive. Cette expérience exige de la précaution, parce que l'huile enflammée est sujette à s'élever au-dessus des vases.

7. Plusieurs huiles détonent quand on les agite avec du muriate sur-oxigéné de potasse, et prennent feu quand on les verse dans le gaz acide muriatique oxigéné.

8. Les huiles essentielles s'épaississent par leur exposition à l'air. Cet effet est dû, comme le docteur Priestley l'a prouvé, à l'absorption de l'oxigène. Ce fait rend compte, jusqu'à un certain point, de la détérioration des peintures fraîches des chambres.

9. Le potassium décompose les huiles volatiles quand elles sont chaudes. Il se forme de l'alcali, il se dégage une petite quantité de gaz, et il se dépose du charbon.

Le Camphre ressemble aux huiles volatiles pour plusieurs de ses propriétés; mais il n'est pas enflammé par l'acide nitrique, qui le convertit en un acide distingué par des propriétés particulières, et nommé *Acide camphorique*.

Pour l'obtenir, on distille plusieurs fois le camphre avec quatre fois son poids d'acide nitrique jusqu'à ce qu'on en ait employé 20 parties. A chaque opération, on remet dans la cornue la portion de camphre, qui

se sublime et échappe à la décomposition. L'acide peut cristalliser; ses cristaux s'effleurissent à l'air, et sont difficilement solubles dans l'eau; ils sont combustibles, et brûlent avec une fumée dense et aromatique; ils se fondent et se subliment à une légère chaleur, et se dissolvent dans les acides minéraux. Ils se dissolvent aussi dans l'alcool, et ne sont pas précipités par l'eau. L'acide camphorique forme, avec les alcalis et les terres, une classe de corps appelés *Camphorates*.

On peut obtenir une substance très-singulière ressemblant au camphre pour ses propriétés physiques, en faisant passer du gaz acide muriatique oxigéné au travers de l'huile de térébenthine qui en absorbe environ le tiers de son poids. L'huile s'épaissit, et il se forme une grande quantité de cristaux blancs. On peut les retirer en décantant le liquide, et l'on trouve qu'ils excèdent le poids de l'huile employée dans l'expérience (1).

Cette matière est blanche, cristalline, grainue, volatile à une chaleur modérée, et a une forte odeur de camphre. Par son exposition à l'air, elle perd sa propriété de rougir les couleurs bleues végétales. D'après la théorie de sa production, Thénard pense que l'huile de térébenthine n'est pas décomposée, mais que l'acide muriatique s'y unit en entier. Il suppose, par analogie, que le camphre du commerce est un composé d'huile essentielle et d'acide végétal.

---

(1) Thenard, *Mémoires d'Arcueil*, II.

SECTION VIII.

Résines.

Les résines sont des sucs épaissis de certaines plantes que l'on obtient généralement en faisant des incisions aux écorces des arbres qui les fournissent : la copal (1) et la lacque peuvent être prises pour exemple, le sang-dragon, le gayac, la sandaraque, le labdanum, la résine commune, et la térébenthine, sont aussi des variétés de ces substances.

1. Elles ont en général une couleur jaune, et sont imparfaitement transparentes ; elles sont plus pesantes que l'eau.

2. Elles sont sèches, cassantes et extrêmement inflammables.

3. Elles se dissolvent dans l'alcool, l'éther, et les huiles essentielles ; mais non dans l'eau qui les précipite de leurs dissolutions.

---

(1) D'après les analyses de MM. Gay-Lussac et Thenard, la copal est formée de

Carbone. . . .	76,811
Oxigène. . . .	10,606
Hydrogène. . .	12,583
	100.

Et la résine thérébentine de

Carbone. . . .	75,944
Oxigène. . . .	13,337
Hydrogène. . .	10,719
	100.

(*Note du traducteur.*)

4. Les acides et les alcalis agissent sur elles; les alcalis purs ont sur-tout une action remarquable; la solution alcaline est claire, et peut être étendue d'eau sans se décomposer; mais les acides en précipitent immédiatement la résine. En mêlant cette solution avec une dissolution métallique, l'oxide se précipite en combinaison avec la résine.

5. Les résines, par des digestions longues et répétées, dans l'acide nitrique, donnent une solution jaune foncé, qui a la propriété de précipiter la gélatine animale, et qui ressemble alors au tannin. On n'obtient pas d'acide oxalique dans cette opération, propriété qui distingue les résines de tous les autres corps végétaux.

6. L'acide sulfurique concentré dissout les résines en poudre. Si on fait digérer la matière à une légère chaleur, il se dégage d'abord de l'acide sulfureux. Ce dégagement cesse en peu de jours, et il reste un charbon poreux, formant environ en poids, un cinquième ou un tiers de la résine employée, tandis que par l'incinération en vaisseau clos, on obtient à peine $\frac{1}{100}$ en poids de charbon.

L'acide acétique dissout la résine; l'eau la précipite de cette dissolution.

7. Les résines forment la base des vernis, et sont employées en médecine.

Les baumes sont des résines liquides, tenant en combinaison de l'acide benzoïque.

Les gommes résines sont des résines mêlées de matière extractive. Elles se dissolvent en partie dans l'eau, et en partie dans l'alcool. Elles sont très-employées en médecine; l'assa-fétida, l'aloès, la gomme ammoniac, la

myrrhe, l'opium, etc, sont des variétés des gommes résines.

M. Hatchett a observé que le gayac diffère des autres résines, en ce qu'il donne de l'acide oxalique par l'action de l'acide nitrique, et un peu de tannin. M. Brande lui a reconnu aussi des propriétés qui ne s'accordent pas avec celles des résines en général (*Philos. Trans.* 1806).

L'ambre est une résine qui possède des propriétés particulières. Elle donne par la distillation un acide particulier appelé acide *succinique*. Pour le préparer, remplissez à moitié une cornue avec de l'ambre en poudre, et le reste avec du sable fin: lutez le récipient et chauffez légèrement, il se dégagera de l'eau mêlée d'un peu d'acide acétique. Il se sublime ensuite de l'acide succinique, mais qui est souillé d'huile. On peut le purifier par la solution et la cristallisation, et il forme alors des cristaux blancs brillans, ayant la forme de prismes triangulaires; ils sont solubles dans 24 fois leur poids d'eau, et dans l'alcool bouillant : la solution rougit la teinture de tournesol, mais non celle de violettes, elle a une saveur acide. L'acide succinique se combine avec les alcalis, etc, et forme des *succinates*, dont le plus important est celui d'ammoniaque. Ce sel décompose toutes les solutions de fer, et donne un précipité insoluble de succinate de fer; il est très-utile d'après cela pour l'analyse des minéraux.

SECTION IX.

Farine ou Fécule.

On peut obtenir la farine ou fécule de plusieurs variétés de graines, des pommes de terre, et de plu-

sieurs autres végétaux, par des procédés très-simples. On lave la graine en poudre fine, ou la racine bien rapée, avec l'eau froide qui devient trouble, et même laiteuse, si la fécule est blanche. Cependant la fécule n'est pas dissoute mais suspendue simplement dans le liquide, et après que l'on a séparé au moyen d'un tamis les fibres grossières, elle reste au fond du vase. On décante alors le liquide qui contient les parties solubles du végétal, et on lave plusieurs fois la fécule avec de l'eau froide. On la dessèche ensuite à une très-légère chaleur.

D'après l'analyse du docteur Pearson (1), 100 parties de farine de pomme de terre privées de la pellicule, donnent

Eau.....	68	à	72
Farine...	32	à	28
	100.		100.

La farine est composée de trois substances différentes, savoir :

Fécule.............	15	à	17	
Matière fibreuse.....	8	à	9	
Elémens ou mucilage.	5	à	6	
	28		32	(2).

(1) *Repertory of arts*, III, 383.

(2) L'Amidon est formé, d'après MM. Gay-Lussac et Thenard, de

Carbone. . . .	43,55
Oxigène. . . .	49,68
Hydrogène. . .	6,77
	100.

(*Note du traducteur.*)

M. Skrimshire a donné dans le 1er vol. du *Journal de Nicholson*, quelques détails utiles sur la quantité de fécule dans les différentes variétés de pommes de terre, et sur la manière de l'extraire.

On peut examiner les propriétés de la fécule sur l'empois ordinaire.

1. Elle n'est soluble dans l'eau, que quand elle est chauffée à 171°, et quand on élève la température à 182°, la solution se congèle en une gelée transparente et tenace. Par l'évaporation à une légère chaleur, cette gelée se raccornit, et forme une substance cassante et transparente, qui ressemble beaucoup à la gomme; la solution de farine dans une grande quantité d'eau est précipitée par l'acétate de plomb, mais elle ne l'est par aucun autre sel métallique.

2. La farine est insoluble dans l'alcool et dans l'éther.

3. Les alcalis liquides purs agissent sur la farine, et la convertissent en une gelée transparente. Ce composé est soluble dans l'alcool.

4. L'acide sulfurique la dissout lentement, il se dégage de l'acide sulfureux, et le charbon est si boursoufflé que l'on peut renverser le vase sans que ce qu'il contient tombe.

5. L'acide nitrique à la température de l'atmosphère, agit sur la farine et la dissout, mais il ne se forme pas d'acide oxalique, à moins que l'on ne chauffe.

6. La fécule dans les végétaux se convertit spontanément en sucre. C'est sur cette propriété qu'est fondé l'art du brasseur.

7. D'après le docteur Thomson, la fécule est susceptible de s'unir chimiquement avec le tan. (*Nich. Journ.*

8°. IX, 74). Cependant le docteur Bostock doute avec raison de l'existence de cette combinaison. (*Nich. Journ.* XVIII, 33).

8. Chauffée fortement, la farine devient d'abord jaune, et ensuite rouge brun, elle se ramollit, se gonfle et exhale une odeur pénétrante. Si l'opération est poussée assez loin, il en résulte une substance employée par les teinturiers en toiles peintes sous le nom de *gomme de pays.* Distillée en vaisseaux clos, elle donne un acide appelé *pyro-muqueux.* On a démontré depuis peu que ce n'étoit que du vinaigre impur.

9. Elle devient acide quand on l'expose à l'air dans un état d'humidité.

SECTION X.

Gluten.

On peut obtenir le *gluten* de la fleur de farine par un procédé bien simple. On forme avec cette farine et une petite quantité d'eau, une pâte molle et ductile, et on la lave ensuite sous un petit filet d'eau, en la pétrissant continuellement entre les doigts. L'eau emporte la fécule et devient laiteuse. Quand l'eau passe claire, on discontinue le lavage, et le gluten pur reste dans les mains.

Le gluten a les propriétés suivantes :

1. Il est gris, et tellement élastique, que quand on le tire, il revient sur lui-même comme la gomme élastique ; il n'a pas de saveur sensible, et ne se fond pas, ni ne perd de sa tenacité dans la bouche.

2. Exposé à une légère chaleur, il se sèche lentement et devient cassant, dur et demi-transparent, d'une

couleur brune et quelquefois comme de la glu. Quand on le casse, il présente une fracture vitreuse. Dans cet état, il est insoluble dans l'eau.

3. Quand on le garde humide, il fermente et subit une sorte de putréfaction, en répandant une odeur très-désagréable. Il se développe en même temps une certaine quantité d'acide, que l'on aperçoit à l'odeur, et qui retarde beaucoup la putréfaction du gluten. Dans cette circonstance il diffère beaucoup du gluten animal.

4. Chauffé promptement, il se gonfle d'abord, puis il se fond, noircit, et dégage une odeur semblable à celle de la corne qui brûle. Par la distillation en vaisseaux clos, il donne de l'eau imprégnée de carbonate d'ammoniaque, une grande quantité d'huile brune fétide et très-épaisse, du sous-carbonate d'ammoniaque et du gaz hydrogène carburé. Ces produits ressemblent beaucoup à ceux des substances animales.

5. On dit généralement qu'il est insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. Après la fermentation, il est soluble dans l'alcool, et cette solution peut être employée comme vernis. Cependant il paroît, d'après les expériences récentes du docteur Bostock, que le gluten se dissout dans l'eau par une longue digestion. La solution est précipitée par l'acétate et le sur-acétate de plomb, le muriate d'étain et par d'autres réactifs (*Nich. Journ.* XVIII, page 34).

6. Tous les acides le dissolvent et les alcalis le précipitent, mais il se trouve par là très-altéré et privé de son élasticité. Il éprouve un semblable changement, quand on le dissout dans les alcalis purs, et il est précipité par les acides.

7. Il existe en grande quantité dans la farine dont il

constitue environ un quart, et il est essentiel à son état parfait. On le trouve aussi dans le suc de certains végétaux. (*Voyez le Mémoire de Proust sur la fécule verte des végétaux*, Journal de Physique).

SECTION XI.

Caoutchouc, ou *Gomme élastique.*

Le *Caoutchouc* est produit par des arbres originaires du Brésil, *l'Hevea Caoutchouc*, et des *Iatropha Elastica*. Quand on fend l'écorce de ces arbres, il en découle un suc blanc laiteux qui se concrète promptement à l'air en une substance élastique; et quand on l'applique en couches successives sur des moules d'argile, il forme les bouteilles que l'on trouve dans le pays. Quand on prive ce suc immédiatement et avec grand soin du contact de l'air, il peut se conserver pendant quelque temps sans se concréter, et l'on est parvenu de cette manière à en apporter en Europe à l'état liquide. Cependant, quoique ce suc soit bien enfermé, une partie prend à la longue une forme solide. Si l'on pouvoit se le procurer facilement liquide, il seroit très-avantageux pour rendre imperméables la toile et la soie.

1. Le caoutchouc est inflammable et brûle avec une flamme brillante dans l'air atmosphérique, et avec un éclat beaucoup plus grand dans le gaz oxigène et l'acide oxi-muriatique.

2. Il est insoluble dans l'eau et l'alcool. Cependant, quand on tourne autour d'une baguette de verre ou de métal de longues bandes de caoutchouc, et qu'on les fait bouillir dans l'eau pendant une heure ou deux, les côtés adhèrent, et il se forme un tube creux.

3. Le caoutchouc est soluble dans l'éther, mais non point dans celui que l'on trouve dans le commerce. Pour rendre l'éther susceptible de dissoudre le caoutchouc, il faut le laver avec de l'eau, comme on le verra par la suite. On peut employer cette solution pour former des tubes ou des vases de toute forme. La principale difficulté dans son emploi est due à la grande volatilité de l'éther, qui fait que les sondes, ou autres instrumens pour lesquels on l'emploie, se gonflent et ne peuvent plus servir.

4. Le caoutchouc est soluble dans les huiles volatiles; mais quand elles sont évaporées, elles le laissent à l'état glutineux et privé d'une partie de son élasticité. L'huile de pétrole le dissout, et le laisse sans changement après son évaporation. Cependant un des dissolvans les plus utiles du caoutchouc paroît être *l'huile de cajeput*, substance introduite depuis peu dans la Pharmacopée du Collége de Médecine de Londres. On obtient une solution glutineuse, d'où l'alcool extrait l'huile volatile. Le caoutchouc flotte à la surface à l'état demi-fluide; mais il se durcit ensuite, et reprend ses propriétés par son exposition à l'air. Le seul désagrément de ce procédé est la cherté du dissolvant.

5. Le caoutchouc est attaqué par les alcalis; et quand on l'y garde quelque temps, il perd son élasticité.

6. L'acide sulfurique est décomposé par le caoutchouc; il se dégage de l'acide sulfureux et il reste du charbon. L'acide nitrique agit sur ce corps à l'aide de la chaleur; il se forme du gaz nitreux, et le résidu contient de l'acide oxalique cristallisé.

6. Quand on le distille, il donne de l'ammoniaque, et on peut conclure de là qu'il contient de l'azote, puis

une grande quantité de gaz oléfiant et du gaz hydrogène carburé très-dense, qui brûle avec une flamme brillante remarquable.

SECTION XII.

Fibre végétale.

Après que l'on a extrait toutes les substances solubles du bois, en le faisant bouillir pendant long-temps dans l'eau, puis le faisant digérer dans l'alcool, on obtient une substance fibreuse, qui a été nommée *ligneux* par quelques chimistes. De quelque espèce de bois qu'on se la soit procurée, ses propriétés paroissent être uniformément les mêmes.

1. Elle est parfaitement insipide, sans odeur ni couleur. Sa pesanteur spécifique est, en général, inférieure à celle de l'eau.

2. Elle est insoluble dans l'eau à toutes les températures.

3. Les alcalis fixes purs agissent sur la fibre ligneuse, et la rendent molle et brune.

4. L'acide sulfurique concentré la noircit immédiatement, et la convertit en charbon après une longue digestion.

5. L'acide nitrique la décompose à l'aide de la chaleur, et il se forme des acides oxalique, malique et acétique.

6. Exposée à la chaleur, elle donne un acide appelé *pyroligneux*, que l'on a prouvé depuis être de même nature que l'acide acétique. Cet acide tient en combinaison de l'huile empyreumatique, dont on ne peut le priver qu'avec beaucoup de peine, et aussi un peu d'ammo-

niaque. Il s'ensuit d'après cela, que la fibre végétale contient de l'azote. Le charbon qui reste dans la cornue est de beaucoup supérieur à celui que l'on se procure par les procédés ordinaires. C'est à cause de cette propriété que l'on a employé la distillation dans des cylindres de fer, pour obtenir le charbon nécessaire à la fabrication de la poudre à canon.

7. La fibre ligneuse, par son exposition à l'air parfaitement sec, n'éprouve pas de changement; cependant l'action de l'air humide la convertit en noir, en la faisant passer par beaucoup de nuances intermédiaires. Quand on fait l'expérience dans du gaz oxigène, il se forme de l'acide carbonique. Le bois même, quand il est humide, a peu de tendance à la décomposition, quand on l'ôte du contact de l'air (1).

---

(1) D'après les analyses de MM. Gay-Lussac et Thenard, (*loc. cit.*) le chêne est formé de

Carbone. . . .	52,53
Oxigène. . . .	41,78
Hydrogène. . .	5,69
	100.

Le hêtre de

Carbone. . . .	51,45
Oxigène. . . .	42,73
Hydrogène. . .	5,82
	100.

(*Note du traducteur.*)

Section XIII.

Matière colorante.

I. Les matières colorantes végétales présentent une grande variété de phénomènes dans leur rapport avec les divers agens chimiques, à cause des substances dans lesquelles elles se trouvent. Chaptal a rangé sous quatre variétés toutes les matières colorantes. 1°. Celles combinées avec la matière extractive ; 2°. celles qui sont accompagnées de gomme ; et, dans l'un et l'autre cas, elles sont solubles dans l'eau ; 3°. celles qui existent dans la farine des fruits, et qui se dissolvent facilement dans l'acide sulfurique ; 4°. le principe colorant qui adhère occasionnellement à la résine, et qui ne se dissout que dans l'alcool, l'huile, ou dans un alcali.

II. L'extraction des matières colorantes des diverses substances qui les fournissent, et leur fixation sur la soie, la laine et le coton, constituent l'art du *teinturier*, dont les détails sont étrangers à cet ouvrage. Je ne donnerai ici que quelques principes généraux ; et je renvoie, pour de plus amples détails, au mémoire que j'ai publié sur cet objet dans les *Mémoires de Manchester*, et aux ouvrages de Berthollet et de Bancroft.

III. Parmi les matières colorantes que l'on emploie dans la teinture, quelques-unes peuvent se fixer aux étoffes d'une manière permanente, sans le secours d'autres substances ; tandis que d'autres communiquent une couleur qui peut être enlevée par l'eau. Cependant cette dernière classe peut être fixée à l'étoffe d'une manière durable, par le moyen d'un *mordant* que M. Henry a nommé une *base*. Les couleurs qui sont

permanentes par elles-mêmes, ont été appelées, par le docteur Bancroft, *couleurs substantives ;* et celles qui exigent une base, *couleurs adjectives.*

IV. Les bases les plus importantes dont on se sert pour fixer les matières colorantes sur la soie ou les cotons, sont l'alumine, l'oxide de fer et l'oxide d'étain. On emploie l'alumine en combinaison avec les acides sulfurique ou acétique, et l'oxide d'étain avec les acides nitro-muriatique, muriatique, acétique ou tartarique. Pour teindre, la méthode la plus ordinaire est de passer la substance dans une décoction de la matière colorante et ensuite dans une solution de base. Le principe colorant se fixe alors d'une manière permanente sur le tissu, et change quelquefois beaucoup par son union avec la base. Pour les toiles peintes, on applique la base épaissie, avec la gomme ou la farine, sur le tissu, au moyen de planches de bois ou de cylindre de cuivre. On sèche alors la toile, et on la passe dans une décoction de la matière colorante, qui adhère seulement aux parties de la toile qui sont couvertes de base.

V. Toutes les couleurs que l'on emploie pour la teinture se réduisent à quatre : le bleu, le rouge, le jaune et le noir.

L'indigo est la seule substance employée pour teindre en bleu, qui n'exige pas l'intermède d'une base. Il est produit par plusieurs plantes natives d'Amérique et des Indes méridionales et septentrionales, et que l'on nomme *Indigofères.* On cueille la plante un peu avant sa floraison, et on la fait macérer avec l'eau dans de grands bassins, jusqu'à ce qu'il s'établisse une fermentation. Pendant cette opération, il se sépare une pulpe fine et pulvérulente, qui, de verte qu'elle étoit

d'abord, devient ensuite bleue par son exposition à l'air. Les opérations par lesquelles on sépare et on rassemble l'indigo, sont trop compliquées pour que nous puissions les décrire ici. Je renvoie ceux qui voudront de plus grands détails, au *Dictionnaire de M. Aikin.*

On a supposé que l'indigo étoit une variété de la fécule, mais elle diffère de ce corps par plusieurs propriétés. L'eau bouillie sur l'indigo en dissout environ un neuvième ou un douzième. Cependant la matière colorante reste sans altération, et la solution qui paroît consister principalement en extractif, a une couleur brun rougeâtre. L'indigo est insoluble dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et les huiles volatiles. Son dissolvant approprié est l'acide sulfurique. On emploie cette solution étendue pour former ce qu'on appelle *le bleu de Saxe.* Mais quand on lui enlève une partie de son oxigène, l'indigo devient soluble dans l'eau, et sa couleur change du bleu au vert. Il reprend sa première couleur par son exposition à l'air, en absorbant de l'oxigène. On effectue cette désoxidation en faisant fermenter l'indigo avec du son et d'autres matières végétales, ou en décomposant en contact avec elles le sulfate de fer vert. Les substances teintes avec cet indigo privé d'oxigène, sont vertes quand on les sort de la cuve; mais elles acquièrent une couleur bleue par leur exposition à l'air. L'indigo redevient alors insoluble, et forme une teinture très-solide.

Il paroît qu'il y a un certain degré d'oxidation de l'indigo, qui est essentiel à l'existence de sa couleur bleue, et que dans des proportions plus ou moins élevées, sa couleur est détruite. L'acide nitrique étendu dissout l'indigo, mais la solution est jaune, et l'indigo

décomposé. On voit une légère couche de matière résineuse nager à la surface. Quand on enlève cette pellicule, et qu'après avoir évaporé à consistance de miel, on redissout dans l'eau froide, et qu'on mêle cette solution avec une de potasse, on obtient des cristaux jaunes qui consistent en principe amer uni avec la potasse. Ces cristaux, enveloppés dans un papier et frappés sur une enclume, détonent en dégageant une flamme pourpre. Si à un gramme ou deux d'indigo en poudre fine, on ajoute 31 grammes d'acide nitreux fumant, le mélange s'échauffe; il se dégage du gaz nitreux et des étincelles, et enfin toute la matière s'enflamme.

L'acide muriatique n'a pas d'action sur l'indigo, mais l'acide oxi-muriatique détruit sa couleur. D'après cela, on a recommandé la solution d'indigo dans l'acide sulfurique pour essayer la force des solutions d'acide oxi-muriatique, et régler leur application dans le blanchiment.

Les alcalis n'agissent pas sur l'indigo, à moins qu'il n'ait été préalablement désoxigéné en partie, et alors la couleur verte reparoît; mais elle est promptement remplacée par une couleur bleue, quand il y a de l'oxigène absorbé.

La distillation de l''indigo fournit peu de notions sur la nature de cette fécule. On obtient les produits ordinaires des matières végétales, et en outre une portion d'ammoniaque (1).

M. Chevreul a prouvé que l'indigo étoit un principe immédiat des végétaux, susceptible de cristalliser en aiguilles pourpres d'un aspect métallique, qu'on pouvoit l'obtenir dans cet état par la voie sèche et par la voie humide; que l'indigo étoit un peu

2. Les substances que l'on emploie principalement pour les couleurs rouges sont la cochenille (insecte dont on a attribué la couleur à la nourriture qu'il prend sur les feuilles du *Cactus opuntia* L), l'orseille, la garance, le bois de Brésil et les fleurs de safran. Les quatre premières couleurs sont solubles dans l'eau, mais la dernière ne l'est que par l'intermède d'un alcali. Ce sont des couleurs adjectives. Quoique la couleur naturelle de la cochenille soit le cramoisi, on l'emploie cependant pour la teinture en écarlate, pour laquelle on se sert du sur-tartrate de potasse. La base par laquelle on attache la couleur à la toile, est l'oxide d'étain. On peut s'en convaincre par expérience. Une décoction de cochenille ne donne à la toile qu'une teinte fugitive; mais si on a dissous dans la décoction un peu de surtartrate de potasse, et que l'on y ajoute ensuite du nitromuriate d'étain, on obtiendra une couleur écarlate permanente.

Les couleurs jaunes sont le sumac, le bois jaune, le turméric, le fustec et l'écorce de quercitron, qui donnent diverses nuances quand elles sont combinées

---

soluble dans l'alcool bouillant ; qu'il se distinguoit sur-tout des autres principes végétaux connus, par la propriété de se volatiliser sous la forme d'une belle vapeur pourpre ; que l'indigo étoit encore caractérisé par les changemens qu'il éprouvoit par l'acide nitrique. Il a démontré qu'en opérant avec un acide nitrique à 18°, on convertissoit l'indigo en *acide oxalique*, en *amer de Welther*, en *une autre substance amère*, qu'il a appelée amer au *minimum*, en *une substance résineuse* qui retient de l'acide nitrique en combinaison.

Il a prouvé que l'indigo du pastel étoit absolument le même que celui de l'indigotier. (*Note du traducteur.*)

avec la toile par l'intermède de l'alumine, de l'oxide de fer ou de l'oxide d'étain. Ainsi le quercitron donne, avec l'alumine, un jaune brillant, avec l'oxide d'étain, toutes les nuances depuis le citron pâle jusqu'à l'orange foncé, et avec l'oxide de fer, une couleur foncée : avec l'indigo, il forme du vert.

V. La principale base de la couleur noire est l'oxide rouge de fer combiné avec l'acide gallique et le tannin, et alors cette couleur a la même base que l'encre.

VI. Non-seulement les matières colorantes végétales sont susceptibles d'être fixées sur la toile, mais on peut aussi les obtenir sous forme sèche et en combinaison avec la base. Ainsi, quand on ajoute une solution de sulfate d'alumine à une décoction de garance dans l'eau, la matière colorante se précipite en combinaison avec l'alumine, formant ce qu'on appelle une *Laque.* Sir H. Englefield prescrit le procédé suivant pour obtenir celle-ci. Mettez 62 grammes de garance de Hollande dans un sac de toile capable de tenir trois ou quatre fois cette quantité; versez dessus un litre d'eau distillée, et triturez dans un mortier autant qu'il sera possible, sans déchirer le sac, l'eau se chargera d'une matière colorante, et deviendra opaque et trouble. Séparez-la, et recommencez l'opération jusqu'à ce que l'eau sorte bien claire, ce qui a lieu ordinairement au cinquième ou sixième lavage; réunissez toutes ces eaux dans un vase de terre ou dans un de cuivre bien étamé, et faites bouillir; versez alors la liqueur dans un autre vase, et ajoutez-y 31 grammes d'alun dissous dans un litre d'eau, et mêlez bien par agitation; ajoutez 46 grammes d'une solution saturée de sous-carbonate de potasse, il se produira une violente effervescence,

et la matière colorante sera précipitée. Agitez le mélange pendant qu'il est chaud, et lavez plusieurs fois avec de l'eau bouillante, vous obtiendrez à peu près 46 grammes d'une laque qui contient les deux cinquièmes de son poids d'alumine.

On peut obtenir d'autres laques de différentes couleurs en employant les divers bois de teinture. Avec l'infusion de cochenille, on obtient, par le moyen de l'étain, une belle couleur appelée *Carmin* (1).

Section XIV.

Tan, *Tannin*, ou *Principe tannant.*

Le tan existe abondamment dans l'écorce de chêne, dans le saule, et dans la noix de galle. L'écorce intérieure le plus près du bois, contient la plus grande quantité de

---

(1) M. Chevreul a obtenu la couleur du bois de campêche à l'état de pureté, et il l'a appelée *Hématine*, d'αιμα, qui est tiré du mot *æmatoxylum*, par lequel on désigne le genre auquel le bois de campêche appartient. L'hématine est un principe immédiat très-remarquable sous le rapport des combinaisons qu'elle forme avec les acides, les alcalis, les terres et les oxides. En général, les acides la font tourner au jaune et au rose; les alcalis au bleu violet. L'hydrogène sulfuré s'y combine, et la décolore presque entièrement. La chaleur fait passer sa solution dans l'eau, du jaune au rouge pourpre. L'hématine cristallise en petites paillettes, qui ressemblent à de l'or musif pâle; elle donne à la distillation, de l'acide nitrique, de l'ammoniaque, de l'huile; et laisse un peu plus de la moitié de son poids de charbon.

L'hématine précipite légèrement la gélatine, mais quand elle est unie au principe insoluble qui l'accompagne dans le bois de campêche, elle agit à la manière d'une solution de noix de galle sur la gélatine. (*Note du traducteur.*)

tannin, celui que l'intérieur contient est accompagné de plus d'extractif. L'épiderme en fournit fort peu.

I. On peut obtenir le tannin par l'un des procédés suivans; mais, d'après M. Davy, il est difficile de se le procurer dans l'état de pureté.

1. Versez, dans une forte infusion de noix de galle, du muriate d'étain, jusqu'à ce que le précipité jaunâtre qui s'est d'abord fait abondamment, cesse d'avoir lieu. Lavez le précipité avec une petite quantité d'eau distillée, et versez-y ensuite une quantité d'eau suffisante pour le dissoudre. Précipitez l'oxide d'étain de cette solution par un courant d'hydrogène sulfuré, et, par l'évaporation, vous obtiendrez le tannin. Cependant le docteur Bostock prétend que le tannin est fort altéré par cette opération; et la même remarque peut s'appliquer, quoique d'une manière moins forte, aux autres procédés suivans.

2. Dans une solution saturée d'infusion de noix de galle, versez une solution saturée de carbonate de potasse. Le précipité jaunâtre, après avoir été lavé avec une petite quantité d'eau, donnera du tannin. M. Davy observe que le tannin, ainsi préparé, n'est pas parfaitement pur, mais qu'il contient une petite quantité d'acide gallique et d'alcali.

3. Versez dans une infusion de noix de galle de l'acide sulfurique ou muriatique, il se formera un précipité qu'on redissoudra dans l'eau; et on saturera l'acide avec du carbonate de potasse. En ajoutant une plus grande quantité d'alcali, le tannin se précipitera, et on le purifiera en le lavant avec une petite quantité d'eau.

M. Davy a découvert que la terre du Japon ou

cachou est composée d'environ moitié de tannin ; et le reste d'extractif, de mucilage et de matières terreuses. Le docteur Bostock pense que la substance nouvellement introduite en médecine sous le nom d'extrait de *rhatania*, consiste en tannin plus pur qu'il ne l'est dans le cachou.

II. Le tannin a les propriétés suivantes :

1. Évaporé à siccité, il forme une masse brune fusible, dont la fracture ressemble beaucoup à celle de l'aloès ; il a une saveur amère, acre, et est soluble dans l'eau, mais beaucoup plus dans l'alcool.

2. Les acides précipitent le tannin de sa solution aqueuse.

3. Les carbonates alcalins produisent le même effet.

4. La solution aqueuse versée dans une solution de colle (gelée animale épaissie), forme aussitôt un coagulum insoluble dans l'eau bouillaute, et qui est élastique comme le gluten de farine.

On peut préparer la solution de gélatine ou de gelée, pour précipiter le tannin, en dissolvant de la colle de poisson dans l'eau, dans la proportion de 9 décigrammes pour 20 grammes d'eau. Le précipité consiste en 54 de gélatine et 46 de tannin. Un excès de la solution redissout en partie le précipité. C'est sur cette propriété qu'est fondé l'art de conserver les cuirs.

Je tiens du docteur Duncan le jeune, qui a fait de nombreuses expériences sur le tannin, que la proportion des ingrédiens de ce précipité varie beaucoup, selon la manière dont on le produit, et que l'insolubilité dans l'eau n'est pas un caractère constant : il se dissout facilement dans l'ammoniaque. Le docteur Bostock a trouvé aussi que le tannin et la gélatine ne

s'unissent pas en proportions constantes, et que le composé n'est pas toujours insoluble dans l'eau. (Voy. son mémoire dans le *Journal de Nicholson*, XXIV, I.)

5. Le tannin forme, avec la fécule ou l'amidon, un précipité qui se dissout difficilement dans l'eau froide, et très-facilement dans l'eau chaude.

6. Il donne un précipité insoluble avec le gluten.

7. Il est précipité par les sels à bases terreuses, comme les nitrates de barite, de chaux, etc.

8. Il est précipité aussi par les sels à bases métalliques, tels que l'acétate de plomb, le muriate d'étain, le muriate d'or, le sulfate de fer, le tartrate d'antimoine, le muriate de platine.

Le sulfate de fer vert ne produit pas de changement dans les solutions de tannin; mais le sulfate rouge y forme un précipité bleuâtre foncé. Ce précipité diffère du gallate de fer, en ce qu'il est décomposé par les acides. Un excès de sulfate rouge redissout le précipité, et donne une liqueur noire ou d'un bleu noirâtre. Le sulfate rouge est désoxidé par son union avec le tannin; le sel devient sulfate vert, et l'oxigène se combine au tannin. On peut oxigéner le tannin, en faisant passer au travers de sa solution de l'acide muriatique oxigéné.

Il n'y a que peu d'années que l'on sait que le tannin est produit par la nature; et la chimie n'a fait que le séparer des diverses substances avec lesquelles il est en combinaison. Mais M. Hatchett a fait une découverte importante sur la formation artificielle du tannin, avec des substances où l'on ne soupçonnoit pas sa présence, et qui n'en contiennent que les élémens. Les opérations dans lesquelles il se forme sont très-nombreuses; mais

l'auteur les a rangées en trois classes. 1°. On peut effectuer la formation du tannin par l'action de l'acide nitrique sur le charbon végétal ou animal. 2°. En distillant l'acide nitrique avec de la résine, le sang dragon et diverses autres substances résineuses. 3°. Par l'action de l'acide sulfurique sur la résine, la gomme-clemi, l'assa-fœtida, le camphre, etc. Je choisirai, parmi ces procédés, le plus simple, que M. Hatchett a détaillé dans son mémoire. (*Phil. Trans.*, 1805 et 1806.)

A 100 grammes de charbon en poudre contenus dans un matras, ajoutez 900 grammes d'acide nitrique de 1,4 de pesanteur spécifique, délayé dans le double de son poids d'eau ; placez le vase sur un bain de sable, et continuez la digestion jusqu'à ce que le charbon soit dissous : il se fera un violent dégagement de gaz nitreux ; et, le second jour, il sera peut-être nécessaire d'ajouter de nouveau 450 grammes, ou même quelquefois 1000 grammes d'acide nitrique ; et vous continuerez la digestion pendant cinq ou six jours. Vous obtiendrez une solution brune rougeâtre, que vous évaporerez à siccité dans un vase de verre, ayant bien soin de régler la chaleur de sorte que l'on dégage l'acide sans décomposer le résidu. Vous obtiendrez une substance brune brillante, ayant la fracture résineuse, et montant, en poids, à 116 ou 120 grammes. Cette substance a les propriétés suivantes :

1. Elle se dissout facilement dans l'eau froide et dans l'alcool. 2°. Elle a une saveur astringente. 3°. Exposée à la chaleur, elle donne un peu de fumée, se gonfle beaucoup, et fournit un charbon volumineux. 4°. Sa solution aqueuse rougit le papier de litmus. 5°. La solution précipite abondamment les sels métalliques,

et surtout le muriate d'étain, l'acétate de plomb et le sulfate de fer rouge. Ces précipités sont, pour la plupart, bruns, inclinant au chocolat, excepté celui d'étain, qui est gris noirâtre. 6°. L'or est précipité à l'état métallique. 7°. Il précipite les sels terreux. 8°. Il précipite instantanément la gélatine à l'état d'un coagulum insoluble dans l'eau froide et dans l'eau chaude.

On ne peut donc guère douter de l'identité de cette substance avec le tannin, puisque ces deux corps ont les mêmes propriétés caractéristiques. La seule différence essentielle, est que le tannin naturel est détruit par l'action de l'acide nitrique; tandis que le tannin artificiel est formé par l'action de cet acide, et que la substance artificielle, quand elle est formée, résiste puissamment à l'action décomposante des acides qui détruisent facilement le tannin naturel. M. Hatchett a trouvé même qu'il y a des différences essentielles entre la facilité de la destruction des différentes variétés de tannin par l'acide nitrique. Ceux de chêne et de cachou sont les moins destructibles ; et, en général, les variétés de tannin semblent être moins permanentes, en proportion de la quantité de mucilage qu'ils contiennent. Les infusions de tannin factice diffèrent aussi de celles du tannin naturel, en ce qu'elles ne se moisissent pas avec le temps. Cependant le docteur Bostock n'a pas confirmé ce caractère; car il a observé que la solution de tannin artificiel se moisit.

La substance artificielle est plus pure que le tannin naturel ; car elle est entièrement libre d'acide gallique et d'extrait. Les propriétés du composé factice diffèrent peu, selon le mode de leur préparation, surtout pour la couleur des précipités qu'il forme dans les solutions

métalliques. Ceux que forme le tannin artificiel sont toujours ternes ; et ceux du tannin naturel, jaune pâle ou jaune clair (1).

---

(1) Les expériences que M. Chevreul a faites sur les tannins artificiels, et sur plusieurs substances végétales, l'ont conduites aux résultats suivans :

1°. L'acide nitrique en agissant sur les matières végétales, ne produit pas une substance unique, qui précipite la gélatine, ainsi l'*amer de Welther*, l'amer obtenu de l'aloës que M. Braconnot a appelé *acide aloëtique*, la substance amère et acide que M. Chevreul a obtenue de l'extrait de fernambouc, précipitent la gélatine, comme le tannin préparé avec le charbon. Ces substances paroissent être des combinaisons de matières organiques plus ou moins décomposées, et d'acide nitrique ; elles donnent à la distillation de l'acide carbonique, de l'acide prussique, un gaz inflammable, du gaz azote, du gaz nitreux, etc. ; elles s'unissent aux bases sans se décomposer, et elles forment alors des combinaisons qui détonent vivement, ou qui fusent comme un mélange de nitre et de charbon.

L'acide nitrique, en s'unissant au charbon de terre, forme des composés qui diffèrent les uns des autres, suivant la proportion de l'acide. Le plus remarquable est celui qui est insoluble dans l'eau, qui rougit le papier de tournesol, qui se dissout dans le carbonate de potasse, sans perdre son acide, qui fuse par la chaleur en donnant du gaz nitreux, de l'acide carbonique, du gaz inflammable, etc, qui se dissout dans l'acide nitrique, et forme une substance tannante.

2°. L'acide sulfurique produit avec le camphre une substance soluble dans l'eau, que M. Hatchett a regardée comme une espèce de tannin artificiel, parce qu'elle précipite la gélatine. M. Chevreul ayant examiné l'action de l'acide sulfurique sur le camphre, a vu que cette substance étoit acide, que sa solution dans l'eau étoit verte par réflection, et jaune rougeâtre par réfraction ; qu'en la faisant évaporer doucement on obtenoit des flocons charboneux et un résidu rougeâtre qui donnent à la distillation

SECTION XV.

Cire.

On a pensé long-temps que la *Cire d'abeilles* étoit simplement la poussière des étamines des plantes, élaborée

---

du gaz acide sulfureux et du gaz hydrogène sulfuré. Il a vu que cette substance formoit avec la barite une combinaison rose, soluble dans l'eau, qui se convertissoit en sulfure, lorsqu'on la chauffoit dans un tube de verre. D'après ces propriétés, il l'a regardée comme une combinaison d'acide sulfurique et d'une matière provenant de la décomposition du camphre.

Il a examiné la matière charboneuse qui se forme également par l'action de l'acide sulfurique sur le camphre, et il lui a reconnu les propriétés suivantes : elle est insoluble dans l'eau, cependant elle rougit fortement le papier de tournesol; elle donne, à la distillation, de l'hydrogène sulfuré et de l'acide sulfureux; les alcalis, en la dissolvant, n'en séparent que des quantités d'acide sulfurique infiniment petites; il l'a regardée comme étant une combinaison très-intime d'acide sulfurique et de matière charbonneuse.

3°. Les observations qu'on vient d'exposer ayant convaincu M. Chevreul qu'il existoit un grand nombre de substances artificielles absolument différentes par leur nature, qui précipitoient la gélatine, il a été conduit à examiner les tannins naturels; nous savons qu'il n'a pas encore terminé toutes les recherches qu'il s'est proposées sur ce sujet, mais celles qu'il a faites sont suffisantes pour prouver que l'on ne peut plus considérer le *tannin comme une espèce de principe immédiat des végétaux, qui diffère des autres par la propriété de précipiter la gélatine :* ainsi l'hématine dissoute dans l'eau ne précipite la gélatine qu'au bout de quelques heures; mais quand elle est combinée au principe insoluble qui lui est uni dans le bois de campêche, elle la précipite sur le champ; dans ce cas on voit qu'une combinaison augmente l'intensité de la

par ces sortes d'animaux dans des organes particuliers. Cependant Huber a démontré dernièrement (*Nich. Journ.* IX, page 182) que cette opinion est erronée, car il a

---

propriété tannante. On ne peut confondre l'hématine, ni avec le cachou, ni avec la noix de galle; conséquemment la précipitation de la gélatine ne peut servir à caractériser un principe immédiat. Il a fait voir que l'extractif des feuilles de pastel traité par l'alcool donnoit à celui-ci une combinaison triple d'acide végétal, de couleur jaune et d'un peu de matière animale qui précipitoit la gélatine, etc. etc. etc. Des expériences qu'il a commencées sur la noix de galle, paroissent indiquer que le tannin de cette substance n'est qu'une combinaison d'acide gallique, et d'une matière insoluble dans l'eau, qui par conséquent a besoin d'être combinée à l'acide gallique pour devenir astringente.

4°. La propriété tannante, ou celle de précipiter la gélatine et de former avec les matières animales des combinaisons difficilement altérables, est due assurément à une grande affinité des astringens pour les matières animales, et à une disposition particulière à former des combinaisons solides; et ce qui le prouve, c'est que plusieurs corps inorganiques qui sont dans cette condition, précipitent la gélatine à la manière des astringens; tels sont le muriate d'iridium, le muriate de zircone, etc. etc.; et ce qu'il y a de remarquable, c'est la saveur astringente de ces corps; et en dernier lieu on trouve que les substances qui forment avec les matières animales des combinaisons insolubles, ou peu solubles dans l'eau, et qui, par cette propriété, peuvent être employées à conserver ces matières, ont une saveur astringente mêlée d'une saveur amère ou sucrée.

Puisque la propriété de précipiter la gélatine, celle d'avoir une saveur astringente, et celle de conserver les matières animales, se retrouvent dans des corps organiques et inorganiques qui sont d'une nature absolument différente, il faut en conclure que ces propriétés sont insuffisantes pour distinguer un corps, ou pour renfermer dans un même genre ceux qui en jouissent.

(*Note du traducteur.*)

prouvé que les abeilles continuent de former de la cire quand on les nourrit seulement avec du sucre brut ou du miel. Il est alors probable que le sucre contient tous les principes de la cire, et que celle-ci n'est que le résultat d'une nouvelle combinaison de ses principes, effectuée par cet animal.

Il est bien établi aussi que la cire est un produit de la végétation. Elle forme le vernis que l'on aperçoit à la partie supérieure des feuilles de quelques arbres, et que l'on peut retirer en privant par l'eau et l'alcool les feuilles concassées de tout ce qui est soluble dans ces liquides, et faisant macérer ensuite avec de l'ammoniaque qui dissout la cire, et qui l'abandonne par l'addition de l'acide sulfurique. La cire existe aussi dans la substance appelée *Laque*, en combinaison avec une matière colorante, et on l'obtient en grande quantité des baies du *Myrica cerifera*, en les faisant bouillir dans l'eau, et les y écrasant en même temps. La cire fond et s'élève à la surface sous forme d'une écume qui se concrète par le refroidissement (1).

Dans leur état naturel, les diverses espèces de cire ont beaucoup de couleur et d'odeur. On peut les priver de l'un et de l'autre en les exposant en lames minces à l'action de la lumière et de l'air, ou plus promptement par le gaz acide oxi-muriatique. Quand la cire est blanchie, elle a les propriétés suivantes :

1. Sa pesanteur spécifique est d'environ .960, l'eau étant 1,000. Elle se fond à environ 68° centigrades, ou au moins à 4° de plus que la cire non blanchie, et forme un liquide transparent, qui acquiert graduelle-

(1) Cadet, *Annales de chimie*, XLIV.

ment de la consistance, et revient enfin à l'état solide. Si l'on élève la chaleur, la cire fond, et une portion se volatilise. A une chaleur plus élevée, elle se décompose, et il se dégage des gaz oléfiant et hydro-carburé. Le résidu charbonneux ne forme qu'une petite partie de la cire décomposée. D'après le résultat de sa combustion, Lavoisier a conclu que la cire est formée de

82,28	Carbone.
17,72	Hydrogène.
100.	

2. La cire est insoluble dans l'eau.

3. L'alcool bouillant dissout environ un vingtième de son poids de cire, dont il se sépare quatre cinquièmes par refroidissement, et le reste se précipite immédiatement par l'addition de l'eau. L'éther bouillant en dissout environ un vingtième de son poids.

4. Les alcalis fixes la convertissent en un composé savonneux, soluble dans l'eau chaude. Une solution d'ammoniaque chaude la dissout, et forme une espèce d'émulsion. Par le refroidissement, la cire s'élève en flocons à la surface.

La cire de myrte paroît, d'après les expériences du docteur Bostock, différer de la cire d'abeilles, en ce qu'elle est plus fusible (elle se fond à 42° centigrades) et plus soluble dans l'éther et l'alcool.

SECTION XVI.

Principe amer.

La saveur amère de quelques végétaux paroît être due à une substance particulière qui diffère de tous les

autres principes végétaux par ses propriétés chimiques. On peut l'extraire du bois de casse, de la racine de gentiane, des feuilles de houblon et de plusieurs autres plantes, en les faisant infuser pendant quelque temps dans l'eau froide. Cette substance a été bien examinée par le docteur Thomson, qui lui assigne les propriétés suivantes (*Système de Chimie*, traduction, tom. VIII.)

1. Quand on évapore à siccité à une légère chaleur l'eau chargée de ce principe, elle laisse déposer une substance jaune brunâtre, qui retient un certain degré de transparence. Elle reste pendant quelque temps ductile, mais elle devient à la fin cassante : sa saveur est extrêmement amère.

2. Quand on la chauffe, elle se ramollit, se gonfle et noircit; elle brûle alors sans beaucoup de flamme, et laisse une petite quantité de cendres.

3. Elle est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool.

4. Elle n'altère pas les couleurs bleues végétales.

5. Elle n'est pas précipitée par l'eau de chaux, de barite ni de strontiane, et n'éprouve pas d'action de la part des alcalis.

6. L'infusion de noix de galle et l'acide gallique y produisent peu d'effet.

7. Parmi les sels métalliques, le nitrate d'argent et l'acétate de plomb sont les seuls qui la précipitent. L'effet du nitrate d'argent ne peut être attribué à la présence de l'acide muriatique, puisque le nitrate de plomb ne produit pas de changement dans sa solution. Le précipité par l'acétate de plomb est très-abondant; ce sel fournit le meilleur moyen de découvrir le principe amer, parce qu'il n'existe pas avec lui d'autres substances qui le décomposent.

Il paroît, d'après les expériences récentes de M. Hatchett, que le principe amer se forme en même temps que le tannin par l'action de l'acide nitrique sur l'indigo.

M. Chenevix a extrait du café non brûlé, une autre modification de principe amer. L'infusion de cette substance mêlée avec le muriate d'étain, lui donna un précipité qu'il lava bien, il le délaya ensuite dans l'eau, et y fit passer du gaz hydrogène sulfuré qui précipita l'étain. Le liquide qui resta, évaporé à siccité, donna une substance demi-transparente comme de la corne. Cette substance n'attiroit pas l'humidité de l'air ; elle étoit soluble dans l'eau et dans l'alcool, et la solution, par l'addition d'un alcali, devenoit rouge écarlate. La dissolution de fer lui donnoit une légère teinte verte; et quand elle étoit concentrée, elle donnoit un précipité vert, et le muriate d'étain en formoit un jaune. Cette substance ne précipitoit pas la solution de colle.

On peut former aussi le principe amer artificiellement, sur-tout par l'action de l'acide nitrique sur les matières végétales et animales. Welther l'obtint en faisant digérer de la soie avec de l'acide nitrique, et M. Hatchett l'a formé avec le même acide et l'indigo. Sa couleur est jaune foncé, et sa saveur est extrêmement amère. Elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et susceptible de cristalliser régulièrement. Elle s'unit avec les alcalis, et forme des sels cristallisables. Le composé formé par cette substance et la potasse, détone quand on le frappe sur une enclume, et s'enflamme comme la poudre à canon quand on le projette sur des charbons ardens. Elle paroît, après tout, mériter mieux d'être rangée comme un principe distinct, que celle obtenue par l'infusion des végétaux.

SECTION XVII.

Principe narcotique.

L'opium et d'autres produits végétaux qui possèdent un pouvoir narcotique, sont composés de plusieurs des principes dont nous avons parlé. Cependant ils contiennent en outre un principe particulier dans lequel réside la propriété narcotique.

I. Pour obtenir le principe narcotique de l'opium, faites digérer cette substance avec de l'eau, et évaporez à consistance sirupeuse la solution filtrée; il se formera un précipité grumeleux, qui augmentera par l'addition de l'eau. Il consiste en trois substances distinctes, de la résine, de l'extractif oxigéné et le principe narcotique. L'alcool bouillant dissout la résine et le principe narcotique, et ce dernier se précipite par le refroidissement en cristaux, colorés par un peu de résine. Ces cristaux peuvent être purifiés par des solutions répétées et des cristallisations.

II. 1. Le principe narcotique ainsi obtenu est blanc; il cristallise en prismes rectangulaires avec des bases rhomboïdales : il n'a ni odeur ni saveur.

2. Il est insoluble dans l'eau froide, mais il se dissout dans 400 parties d'eau bouillante, et se précipite par le refroidissement. Sa dissolution n'altère pas les couleurs bleues végétales.

3. Il est soluble dans 24 parties d'alcool bouillant et dans 100 d'alcool froid. L'eau le précipite à l'état d'une poudre blanche.

4. L'éther chaud le dissout, mais il se précipite par

le refroidissement. Quand on le chauffe dans une cuiller, il se fond comme la cire.

5. Il est soluble dans les acides et en est précipité par les alcalis. Il se dissout dans l'acide nitrique, qui devient rouge; il se forme de l'acide oxalique, et il reste une substance amère.

6. Il peut se combiner avec l'eau et l'alcool par l'intermède de la résine et de l'extractif, dont la présence semble le rendre originairement soluble dans ces fluides.

SECTION XVIII.

Suber et son acide.

On emploie ce nom pour désigner le liège commun qui possède des propriétés toutes particulières, sur-tout si on le considère sous le rapport de l'action que l'acide nitrique exerce sur cette substance.

A une partie de liége en poudre et contenue dans une cornue tubulée, ajoutez six fois son poids d'acide nitrique, de la pesanteur spécifique de 1,261, et distillez le mélange à une légère chaleur aussi long-temps qu'il passera des vapeurs rouges : lorsque la distillation avancera, vous verrez à la surface du liquide une substance jaune semblable à la cire. Tandis que le liquide est encore chaud, versez-le dans un vase de verre placé sur un bain de sable, et remuez continuellement avec une baguette de verre jusqu'à ce qu'il devienne épais; quand il se dégagera une vapeur blanche pénétrante, retirez cette matière du bain de sable, et agitez jusqu'à ce qu'elle soit froide : vous obtiendrez une masse orangée, qui, lorsqu'elle est chaude, a une odeur

forte et âcre, et qui, quand elle est refroidie, manifeste une odeur aromatique particulière. Versez sur cette matière deux fois son poids d'eau bouillante, chauffez jusqu'à ce qu'elle se liquéfie, et filtrez; cette liqueur filtrée dépose en refroidissant un sédiment pulvérulent, et se couvre d'une pellicule mince. Séparez ce sédiment par la filtration, et réduisez jusqu'à siccité le liquide par évaporation, cette masse est l'acide subérique. On peut le purifier, soit en le saturant avec un alcali et le précipitant par un acide, soit en le faisant bouillir avec de la poudre de charbon.

II. L'acide subérique a les propriétés suivantes:

1. Il ne cristallise pas.

2. Il a une saveur acide et légèrement amère; et quand il est dissous dans l'eau bouillante, il agit sur la gorge et excite à la toux.

3. Il rougit les couleurs bleues végétales, et change en vert la solution d'indigo dans l'acide sulfurique.

4. L'eau chaude en dissout à peu près le $\frac{1}{130}$, et l'eau bouillante la moitié de son poids.

5. Il attire l'humidité de l'air.

6. Chauffé dans un matras, il se sublime, et on l'obtient en cercles concentriques composés d'un grand nombre de petits points.

7. Il forme, avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, une classe de sels appelés *Subérates*.

L'action de l'acide nitrique sur le liége, et les propriétés de l'acide subérique et de ses composés, ont été examinées depuis peu par Chevreul (1).

---

(1) L'acide subérique, d'après M. Chevreul, est blanc comme

SECTION XIX.

Des Bitumes.

Quoique les *Bitumes* soient, à cause de leur origine, classés parmi les substances minérales, cependant, pour leurs propriétés chimiques, ils ressemblent beaucoup plus aux produits du règne végétal. Comme les substances végétales en général, ils brûlent à l'air libre avec un degré d'éclat qui surpasse même celui des résines. Par la distillation *per se*, ils donnent de l'acide acétique, une huile empyreumatique, un peu d'ammoniaque,

---

l'amidon, quand il s'est déposé lentement de l'eau, qui le tenoit en dissolution, il paroît être formé de très-petites aiguilles.

Il ne perd pas sa blancheur quand il est exposé à la lumière.

Quand on le chauffe il se fond, et tache alors le papier comme une graisse; il se volatilise en répandant l'odeur de graisse; si on le chauffe dans une cornue, il ne reste qu'une trace de charbon, et on l'obtient cristallisé en aiguilles dans la partie supérieure du vaisseau.

Il ne précipite pas les eaux de chaux, de barite et de strontiane.

En le combinant à la chaux, et en décomposant le sel qui en résulte par l'acide muriatique, on obtient l'acide très-pur.

L'acide subérique précipite le nitrate d'argent en blanc; le muriate d'étain au minimum en blanc; il ne précipite pas le sulfate de cuivre, et ne le verdit point; il précipite le sulfate de fer au minimum en blanc, le nitrate et l'acétate de plomb en blanc.

L'acide subérique exige 80 parties d'eau à 13° pour se dissoudre, et 38 d'eau à 100°.

L'alcool qui en est saturé précipite par l'eau.

Il ne fait éprouver aucuns changemens de couleur à la solution sulfurique d'indigo. (*Note du traducteur.*)

et une grande quantité de gaz hydrogène carburé, accompagné quelquefois d'acide carbonique et d'hydrogène sulfuré. Ils ne sont solubles ni dans l'eau, ni dans l'alcool, et sous ce dernier rapport, ils diffèrent des résines. Il n'y a pas de doute qu'ils ne doivent leur origine à la décomposition des végétaux.

Les bitumes ont été divisés en liquides et solides. On croyoit autrefois que les premiers étoient produits des derniers par une espèce de distillation; mais M. Hatchett a rendu plus probable l'opinion que les bitumes solides résultent de la consolidation des fluides (1).

Les bitumes sont le naphte, le pétrole, la poix minérale, le goudron, l'asphalte, le jaïet, le charbon de terre, le bois bitumineux, et les diverses espèces de tourbes. Quelques auteurs y ont ajouté l'ambre et la pierre de miel.

Le Naphte est une substance bien connue des Minéralogistes comme une matière légère, claire, souvent sous forme d'une huile incolore très-odorante et inflammable, que l'on trouve à la surface de l'eau de quelques sources en Italie et sur les bords de la mer Caspienne. Il a une odeur pénétrante, mais qui n'est pas désagréable. Sa pesanteur spécifique est d'environ 708, ou, d'après Brisson, 845. Il ne se congèle pas à — 14° centigrades.

Le naphte est très-inflammable, et brûle en répandant une odeur pénétrante et beaucoup de fumée. Il peut être distillé sans éprouver d'altération. Exposé long-temps à l'air, il s'épaissit et passe à l'état de pétrole. L'addition d'un peu d'acide sulfurique ou nitrique pro-

(1) *Linnean Transactions*, 1797.

duit le même effet beaucoup plus promptement. Il ne peut se mélanger ni à l'eau ni à l'alcool.

Le naphte paroît être le seul fluide dans lequel l'oxigène n'existe qu'en petite proportion. Cette circonstance le rend d'un grand usage pour conserver les nouveaux métaux découverts par M. Davy. Quand il est récemment distillé, ces métaux n'ont aucune action sur lui; mais quand le naphte a été exposé à l'air, ces métaux s'y oxident, et il se forme de l'alcali qui, en s'unissant avec le naphte, forme une espèce de savon brun.

Le Pétrole est beaucoup plus épais que le naphte, et gras au toucher. Il est rouge-brunâtre et en partie transparent. Sa pesanteur spécifique est de .878.

Quand on le distille, on obtient d'abord une portion de naphte incolore, puis une liqueur empyreumatique, et enfin une huile brune, et il reste dans la cornue un charbon noir brillant.

Le pétrole est très-inflammable; les acides sulfurique et nitrique le convertisent en un bitume épais, et l'exposition à l'air, produit le même effet, mais plus lentement. Il a la propriété de se combiner avec la graisse et les huiles essentielles, le camphre, les résines et le soufre; et quand il est rectifié, il dissout le caoutchouc.

Goudron. Il est plus épais et plus visqueux que le pétrole, et d'une couleur rouge ou brune-rougeâtre. Il ressemble au pétrole pour ses propriétés chimiques.

Les bitumes solides sont le *Malthe, l'Asphalte, et le Bitume élastique*, ou *caoutchouc minéral*, outre quelques espèces de charbon de terre et de tourbe.

Malthe, ou *Poix minérale*. Elle a une couleur brune, et peu ou pas d'éclat. Elle est si molle, que l'on y fait facilement des empreintes, mais elle ne s'attache pas

aux doigts. Sa pesanteur spécifique est de 1,45 à 2,06. Elle est extrêmement inflammable, et brûle avec une flamme très-brillante, en laissant de très-petites quantités de cendres.

L'Asphalte est brune-noirâtre, cassante, brillante, et ne s'attache pas aux doigts. Sa pesanteur spécifique varie de 1,07 à 1,65. Elle est extrêmement inflammable, et brûle avec une flamme jaune. Elle donne, à la distillation, une huile brune légère ressemblant au naphte, une portion d'eau imprégnée de gaz ammoniac et du gaz hydrogène carburé. On peut voir l'analyse qu'en a faite Klaproth, dans le second volume de ses Mémoires.

Le dissolvant approprié de l'asphalte est le naphte, dont il exige cinq fois son poids. La solution est d'un noir foncé, et forme un excellent vernis.

Le Bitume élastique, ou *Caoutchouc minéral*, est une production rare de la nature, car on ne l'a rencontré jusqu'à présent que dans le Derbyshire. Il est inflammable, et brûle avec beaucoup de fumée. Il se fond à une légère chaleur, et se convertit en pétrole, en malthe ou en asphalte.

Le Rétinasphalte est aussi une production rare du même comté. Il n'a pas d'élasticité, mais il est cassant et sa cassure est vitreuse. Sa couleur est jaune d'ocre pâle. Sa pesanteur spécifique est de 1,135. Il fond par l'application de la chaleur. Il est en partie soluble dans l'alcool, la potasse et l'acide nitrique. 100 parties contiennent 55 de résine, 41 d'asphalte, et 3 de matières terreuses.

Charbon de terre. C'est un terme général employé pour désigner plusieurs espèces de minéraux. On les divise en trois classes : charbon brun, charbon noir, et glance-coal, ou charbon minéral.

Le *Charbon brun* est imparfaitement bituminisé, et présente distinctement des restes de végétaux d'où il tire son origine. Il est brun, opaque, quelquefois flexible et élastique, et à peu près assez léger pour nager sur l'eau. Il brûle avec une flamme claire et une odeur bitumineuse mêlée de celle du soufre. Par rapport à sa combustion et à ses caractères extérieurs, il ressemble beaucoup au bois à moitié brûlé.

Charbon noir. C'est la substance que l'on emploie communément pour faire le feu en Angleterre. Il ne présente pas de restes des végétaux dont il tire son origine, mais il paroît être un composé de bitume et de charbon, et selon la proportion de ces deux ingrédiens, ses propriétés varient beaucoup. Les meilleures espèces fondent à une chaleur modérée, et brûlent à peu près en entier avec une flamme claire et légère. Il donne, à la distillation, de l'eau qui tient en solution du carbonate et du sulfure d'ammoniaque, ensuite une grande quantité de goudron qui, par l'évaporation et la fusion, forme une espèce d'asphalte, et enfin une énorme quantité de gaz hydrogène carburé pesant que l'on peut employer avec avantage à alimenter des lampes. Il reste dans la cornue un charbon dur et plus pesant appelé *Coak*. Il contient en général beaucoup de soufre, et dégage, pendant la combustion, une odeur suffocante et sulfureuse.

Glance-coal. Il paroît consister à peu près en charbon pur sans bitume, combiné seulement avec une petite quantité de terre. Il est commun dans quelques parties de ce royaume, où on le connoît sous le nom de *Stone-coal*. Il brûle avec peu ou point de flamme; et quand on le soumet à la distillation, il ne donne pas de goudron, mais du gaz hydrogène carburé, qui, à cause de

sa pesanteur, ne peut être employé avec avantage à l'éclairage.

Dans *la Tourbe,* les restes de l'organisation végétale sont généralement très-apparens, et elle consiste en grande partie en fibres de différentes mousses, accompagnées quelquefois de branches et même de troncs de divers arbres. Elle est extrêmement inflammable à l'air libre; et quand on la distille en vaisseaux clos, elle donne les mêmes produits que le charbon de terre. Cependant le gaz qui s'en dégage ressemble plus à l'oxide de carbone qu'au gaz hydrogène carburé. Dans un excellent essai sur cette substance, que M. Jameson a donné dans sa *Minéralogie des Iles Shetland,* il dit qu'elle contient de l'acide subérique. On trouve aussi quelquefois les sulfates de soude, de fer et de magnésie dans la tourbe; et quand ils sont en grandes quantités, ils diminuent sa combustibilité.

Mellilite, ou *pierre de miel,* ainsi appelée par sa ressemblance avec le miel; c'est une production très-rare de la nature, et on ne l'a encore trouvée que dans quelques parties du continent, accompagnant du charbon de terre brun. Elle se consume sans flamme ni fumée quand on la chauffe à l'air libre. Quand on la fait bouillir long-temps dans l'eau, elle donne une solution, qui mêlée avec l'alcool après la concentration, devient poisseuse. Cependant par une trituration continuée elle se dissout, à l'exception de quelques flocons terreux. Le liquide clair décanté et évaporé, donne une masse saline brunâtre, dont on obtient, par deux évaporations et solutions successives, des cristaux aiguillés. C'est *l'acide mellitique pur.*

Cet acide a une saveur douceâtre, et ensuite acide

et un peu amère. Il est combustible quand on le chauffe à l'air, et se décompose quand on le traite par l'acide nitrique, sans produire d'acide oxalique. Il donne avec les eaux de chaux, de barite, et de strontiane, un précipité qui est soluble dans l'acide muriatique. Avec les acétates de barite et de plomb, et les nitrates de mercure et de fer, il donne des précipités solubles dans l'acide nitrique. Il neutralise les trois alcalis, avec lesquels il forme des sels cristallisables.

SECTION XX.

De l'Asparagine, de la gomme de l'Orme et de l'Elécampe.

On a découvert par un examen attentif des produits de la végétation, quelques nouvelles substances dont les propriétés ne s'accordent pas avec celles des substances dont nous nous sommes occupées jusqu'ici. Cependant elles ont été examinées si peu jusqu'à présent, qu'on ne peut les regarder encore comme des espèces distinctes.

1. MM. Vauquelin et Robiquet ont observé qu'il se sépare spontanément un grand nombre de cristaux du suc d'asperge concentré par évaporation (1). Ils deviennent parfaitement blancs et transparens après des cristallisations répétées. Ils ont une saveur fraîche et légèrement nauséabonde, ils sont solubles dans l'eau, et ne sont affectés ni par les acides, ni par les alcalis. L'infusion de noix de galle, l'acétate de plomb, l'oxalate d'ammoniaque, le muriate de barite, et l'hydro-sulfure

(1) Thomson, *Système de chimie*, traduct. tom. VIII.

de potasse ne changent pas leur solution, et la potasse n'en dégage pas d'ammoniaque. Quand on les brûle dans une capsule de platine, ils produisent des vapeurs pénétrantes, qui affectent les yeux, comme la fumée du bois, et il reste uue grande quantité de charbon, dans lequel on ne peut découvrir de traces d'alcali. Vers la fin de la décomposition, il se dégage une odeur semblable à celle des matières animales, et approchant aussi de celle de l'ammoniaque. Il paroît donc que cette substance quoique cristallisable, ne peut être considérée comme un sel neutre, car elle ne contient ni alcalis ni terre, comme les autres matières végétales, elle paroît consister en hydrogène, oxigène et carbone, dans des proportions que l'on n'a pas encore déterminées, et peut-être un peu de nitrogène.

2. En 1802, Klaproth reçut de Palerme une substance qui exsude spontanément d'une espèce d'orme, et qui ressemble beaucoup à la gomme pour ses caractères extérieurs. Elle se dissout dans une petite quantité d'eau, et donne une solution brune noirâtre, qui n'est pas cependant mucilagineuse, et qui ne peut être employée comme colle. L'acide nitrique en précipite une substance légère brune, soluble dans l'alcool, quoique la gomme elle-même résiste à cet agent. L'acide oxi-muriatique produit un effet semblable; la propriété de produire une résine par l'addition d'un peu d'oxigène, est particulière à cette substance, et très-caractéristique. Le docteur Thomson a proposé d'appeler cette substance *ulmine*.

Quand on a fait bouillir quelque temps dans l'eau les racines de l'*inula helenium*, ou élécampe, la décoction dépose au bout de quelques heures une poudre

blanche comme de l'amidon, mais qui en diffère par ses propriétés chimiques. Rose, qui paroît avoir seul examiné les propriétés de cette substance, a trouvé (1) qu'elle est insoluble dans l'eau froide, mais qu'elle se dissout facilement dans quatre fois son poids d'eau bouillante, et forme un liquide qui est quelquefois mucilagineux et rarement transparent. Au bout de quelques heures, la substance précipitée de l'eau est sous la forme d'une poudre blanche ; elle est précipitée immédiatement par l'alcool. Quand on la jette sur des charbons ardens, elle se fond à peu-près comme le sucre, et répand une odeur semblable. Traitée par l'acide nitrique, elle donne des acides oxalique et malique, ou de l'acide acétique, si l'on emploie un grand excès d'acide nitrique. Elle diffère cependant des gommes, en ce qu'elle ne donne pas d'acide saccolactique et de l'amidon (outre qu'elle se sépare spontanément de l'eau chaude), en ce qu'elle ne donne pas la matière cireuse, qui se forme quand on traite l'amidon par l'acide nitrique.

---

(1) *Systême de chimie*, Thomson, trad.

CHAPITRE XX.

Résultat de la décomposition spontanée des substances végétales.

SECTION PREMIÈRE.

Fermentation vineuse.

On peut examiner exactement les phénomènes et les résultats de la fermentation vineuse, au moyen d'un appareil décrit dans les *Elémens de Chimie de Lavoisier, Part. III, Chap. VI.* Cependant un appareil plus simple remplira le même but. Il peut consister en un large matras de verre, comme celui, *Fig.* IV, *Pl.* Ire, capable de tenir 10 ou 12 litres. On adaptera au col un tube de verre recourbé deux fois à angles droits, et on fera aboutir l'autre ouverture dans une bouteille à deux tubulures, d'où sortira un tube de verre que l'on placera sous la planche de la cuve pneumatique, ou (ce qui est preférable) dans le tube du gazomètre, *Fig.* 35, *Pl.* IV. On remplit à moitié le matras avec une solution de sucre dans une quantité d'eau suffisante, ou avec une infusion de malt à laquelle on ajoute un peu de levure. Quand on place cet appareil dans une chambre dont la température n'est pas moins de 15° centigrades, la fermentation commence; on observe un léger mouvement dans la liqueur, elle se trouble, et dépose quelques impuretés, tandis qu'une écume volumineuse s'élève à la surface. Quand les matériaux sont en grande

quantité, c'est-à-dire en quantité assez considérable pour remplir un tonneau, on entend dans le liquide un sifflement, et son volume augmente tellement que si le vaisseau étoit plein, la liqueur se répandroit. En même temps il se dégage une grande quantité de gaz, qui passe par le tube recourbé dans la cuve pneumatique, ou dans le gazomètre. Pendant la fermentation, la liqueur est toujours à une température plus élevée que l'atmosphère environnant. Au bout de quelques jours, ces effets diminuent, et is l'opération a été bien conduite, et suspendue en temps convenable, le produit est une liqueur qui n'est plus douce comme celle soumise à l'expérience, mais qui a une saveur et une odeur vineuses (1).

(1) M. Thenard (*Annales de Chimie*, XLVI, pag. 294.) dit que le ferment est toujours identique, et d'après les phénomènes qu'il avoit observés, il concluoit que comme la fermentation s'exécute bien dans un mélange de sucre, de ferment et d'eau, elle devoit avoir lieu aussi bien dans le moût de raisin, etc, sans le contact de l'air.

M. Gay-Lussac (*Annales de Chimie*, LXXVI, pag. 246) est porté au contraire à croire que les fermens diffèrent de nature dans les différentes substances fermentescibles. Il a vu que du moût de raisin gardé depuis un an, sans le contact de l'air, pouvoit fermenter, après qu'il avoit été transvasé, quand on l'exposoit à une température de 15 à 30 degrés; tandis qu'une bouteille de semblable moût ne fermente pas, tant qu'il ne peut avoir le contact de l'air.

Il fit passer sous le mercure, dans deux cloches, dont l'une contenoit de l'oxigène, et l'autre étoit parfaitement vide d'air, du moût de raisin. Celui de la première cloche fermenta en peu de jours, mais celui de la seconde ne présenta pas d'indice de fermentation.

Il analysa l'air des bouteilles qui contenoient du moût, et n'y trouva plus d'oxigène.

Du jus de groseilles et du moût de raisin récemment pré-

En examinant le gaz qui se trouve dans le gazomètre, on trouve que c'est de l'acide carbonique tenant en solution une substance qui a une odeur semblable à celle de la liqueur fermentée. En soumettant cette li-

---

parés, mais exposés à la chaleur de l'eau bouillante dans des bouteilles bien bouchées, présentèrent le même phénomène.

Quand on chauffe de cette manière un suc, qui après avoir été transvasé, étoit prêt à fermenter, on lui enlève cette propriété, il se précipite de petits flocons, qui ne peuvent exciter la fermentation, mais ceux qui se déposent dans le suc qui fermente peuvent au contraire exciter la fermentation.

Du raisin écrasé dans une cloche, sans le contact de l'air, dans le gaz hydrogène, ne fermenta pas, tandis que le même suc, dans lequel on fit passer un peu d'oxigène, fermenta dans deux jours; et après qu'on eut introduit un peu de ce même gaz dans la première cloche, la fermentation s'y manifesta.

Mais, dans ces expériences, le gaz acide carbonique produit, étant 120 fois plus considérable que l'oxigène absorbé, ceci prouve que l'oxigène n'est nécessaire que pour déterminer la fermentation, et qu'une fois commencée, elle se continue d'elle-même.

Des matières animales très-faciles à se putréfier, n'éprouvent aucuns changemens quand on les expose à la chaleur de l'eau bouillante, dans des vases bien fermés; tout l'oxigène est absorbé, et il ne reste que de l'azote; ces matières exposées à l'air, commencent aussitôt à se putréfier.

Du lait peut être gardé de cette manière pendant plusieurs mois, sans éprouver d'altération, le beurre y étoit seulement un peu plus dur.

De l'urine conserve sa transparence, son acidité et son odeur quand on la place dans les mêmes circonstances; il s'y dépose quelquefois un peu d'acide urique, mais pas de phosphate ammoniaco-magnésien; mais quand on lui fournit de l'oxigène elle l'absorbe, il se forme du carbonate d'ammoniaque, et il se dépose du phosphate de chaux et du phosphate ammoniaco-magnésien. (*Note du traducteur.*)

queur à la distillation, on obtient un liquide beaucoup plus léger que l'eau, et qui a une saveur forte et spiritueuse. Ce liquide privé de l'eau avec laquelle il est combiné, est l'alcool.

SECTION II.

Alcool.

I. Pour préparer l'alcool, on peut employer l'esprit de vin du commerce : on ajoute à cet alcool contenu dans un vase de verre, du sous-carbonate de potasse parfaitement sec, et chauffé environ à 140° centig. On agite bien ce mélange, on décante la liqueur claire, et l'on continue aussi long-temps que l'alcali est humecté par l'alcool. Quand on en a employé assez, le reste tombe au fond à l'état sec. On peut employer avec avantage le muriate de chaux pour suppléer à l'alcali; ou bien on peut s'en servir pour concentrer l'alcool, préparé avec le carbonate de potasse. Quand le sel n'est plus humecté par l'alcool, on peut en conclure que l'on en a employé une quantité suffisante. On trouve alors deux couches dans le liquide, la solution de muriate de chaux dans l'eau, au fond, et l'alcool à la surface. On décante ce dernier, ou on le retire avec un siphon, et on le distille en conservant seulement les portions qui passent d'abord.

II. 1. L'alcool est beaucoup plus léger que l'eau, c'est-à-dire dans la proportion de 800 ou 820 à 1000. L'alcool le plus léger que l'on puisse obtenir par la simple distillation de l'esprit-de-vin, a une pesanteur spécifique de 825; mais par le moyen des substances qui attirent fortement l'humidité, Chaussier, a diminué sa pesanteur spécifique jusqu'à 798, et Lowitz ainsi que

Saussure le jeune, à 791 ou 792. L'alcool de la pesanteur spécifique de 820, contient d'après Lowitz, environ un dixième de son poids d'eau. Quand il a une pesanteur spécifique de 920, on l'a nommé *esprit de preuve;* le mot *sur-preuve* étant employé pour désigner un alcool plus léger, *et sous-preuve*, un alcool qui contient une beaucoup plus grande quantité d'eau. On peut consulter pour les quantités d'eau et d'alcool dans les mélanges de diverses densités, les tables nombreuses de M. Gilpin (1), dont voici un extrait.

Table présentant la pesanteur spécifique du mélange d'alcool et d'eau.

PARTIES CENTÉSIMALES DU MÉLANGE.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE	
	D'APRÈS CHAUSSIER.	D'APRÈS GILPIN, Dernière Table.
Alcool 100	0,7980	0,825
95	0,8165	0,83887
90	0,8340	0,85244
85	0,8485	0,86414
80	0,8620	0,87606
75	0,87525	0,88762
70	0,8880	0,89883
65	0,9005	0,90941
60	0,9120	0,91981
55	0,9230	0,92961
50	0,9334	0,93882
45	0,94265	0,94726
40	0,9514	0,95493
35	0,95865	0,96158
30	0,96535	0,97239
25	0,97035	0,97723
20	0,97605	0,97723
15	0,9815	0,98213
10	0,9866	0,98737
5	0,99335	0,99327
0	0,99835	1,00000

(1) *Phil. Trans.* 1794, *Nich. Journ.* in-4°. vol. I. L'alcool étalon de M. Gilpin a une pesanteur spécifique de 825, et celui de Chaussier, de 798.

2. L'alcool s'unit chimiquement avec l'eau, et il se dégage du calorique pendant leur union. Des mesures d'alcool et d'eau, chacun à 10°, donnent par un mélange prompt, une élévation de température d'environ 3°, et des mesures égales d'esprit de preuve et d'eau, un accroissement de 1° $\frac{1}{2}$. Le volume de fluide est moindre que celui des corps séparés. Ainsi un litre d'alcool et un litre d'eau, quand le mélange est refroidi à la température de l'atmosphère, donnent beaucoup moins de deux litres (1).

3. L'alcool est très-inflammable; pendant sa combustion il se forme de l'acide carbonique, il ne se dépose pas de charbon, et il se produit une quantité d'eau qui excède en poids celui de l'alcool employé. Lavoisier décrit dans la 3[e] partie de ses élémens *Pl.* IX, *Fig.* V, un appareil ingénieux pour mettre ce fait en évidence. La flamme de l'alcool acquiert une couleur rouge par le muriate de chaux, rouge de sang par le muriate de strontiane, et verte par l'acide boracique.

4. L'alcool est extrêmement expansible par la chaleur. En divisant l'échelle entre les points de congélation et d'ébullition de l'eau en deux parties égales, M. Deluc

---

(1) M. Thillaye fils a fait connoître une exception remarquable à la loi, que les corps, en se dilatant, absorbent de de la chaleur, et en dégagent lorsqu'ils se condensent. Il a remarqué que lorsqu'on mélange de l'eau avec de l'alcool foible, le mélange se raréfie, sans cependant que la chaleur manque de se produire. L'alcool commence à se raréfier à 0,9544 de densité, le *maximum* de l'effet a lieu quand l'alcool est à 0,9688, et qu'on le mélange avec une fois et demie son poids d'eau, et dans ce cas l'élévation est encore de deux degrés.

(*Note du traducteur.*)

a trouvé qu'il se dilate de 35 parties pour la première moitié de l'échelle et de 45 pour la seconde. Mais il ne désigne la force de son alcool, que par la propriété d'enflammer la poudre à canon. M. Dalton a trouvé que 1000 parties en volume d'alcool d'une pesanteur spécifique de 817, à 10° centigrades, deviennent 1079 parties à 76°, et plus l'alcool est ensuite étendu d'eau, plus il trouve de disproportion entre les deux parties de l'échelle. Quand sa pesanteur spécifique étoit de 967, c'est-à-dire, qu'il contenoit 0,75 d'eau, l'expansion entre 10° et 76°, étoit à celle de la première moitié, comme 35 à 45, ce qui est précisément la même que Deluc donne pour l'alcool pur. On ne fait pas attention dans ces résultats, à l'expansion du verre, et conséquemment l'expansion réelle peut être considérée comme excédant de beaucoup l'expansion apparente, telle qu'on l'a établie.

5. L'alcool bout à 78°. Quand on y ajoute de l'eau, son point d'ébullition s'élève graduellement, de sorte que la température à laquelle il bout est un assez bon moyen pour connoître sa force. A ce degré de chaleur il se convertit en vapeur, que l'on peut faire détoner en la mélangeant avec de l'oxigène, et y faisant passer des étincelles électriques.

6. Il n'a encore été congelé à aucun degré de froid que l'on ait pu produire; lors même qu'il est étendu de son volume d'eau, il exige un froid de 21°, 11 centig. pour se congeler.

7. L'alcool est un dissolvant puissant. Il dissout le savon, l'extrait végétal, les acides oxalique, camphorique, tartarique, gallique et benzoïque; les huiles volatiles, les résines, les baumes. Il se combine aussi avec le soufre, le phosphore et les alcalis purs, mais

non avec les carbonates. L'alcool dissout en grande quantité quelques sels métalliques, terreux et alcalins, d'autres difficilement, et il en est quelques-uns qu'il ne dissout pas.

La table suivante de Wenzel établit la proportion dans laquelle il dissout quelques uns de ces sels; le principal défaut de cette table provient de ce que l'on n'y a pas marqué la pesanteur spécifique de l'alcool.

Deux cent quarante grammes d'alcool bouillant, dissolvent de

		Grammes.
Borate	d'Ammoniaque	1
Fluate	d'Alumine	1
	d'Ammoniaque	1
Muriate	d'Ammoniaque	17
	de Chaux	288
	de Magnésie	1313
	de Potasse	5
Nitrate	d'Alumine	240
	d'Ammoniaque	214
	de Chaux	288
	de Magnésie	694
	de Potasse	5
	de Soude	23
Oxalate	d'Alumine	7
Tartrate	d'Alumine	7
	d'Ammoniaque	7
	de Potasse	1
Sur-tartrate	de Potasse	7
Sur-oxalate	de Potasse	7

M. Kirwan a donné aussi des tables utiles sur le pouvoir qu'a l'alcool, à diverses pesanteurs spécifiques, de dissoudre quelques sels neutres. Les sels furent d'abord privés de leur eau de cristallisation, et mis ensuite en

digestion dans l'alcool pendant plusieurs jours, à une température qui n'excédoit pas 26°.

		100 grammes d'alcool à				
		.900	.872	.818	.834	.817
Sulfate	de soude.	0	0	0	0	0
	de magnésie. . . .	1	1	0	0	0
Nitrate	de potasse.. . . .	2,76	1	0	0	0
	de soude.	10,5	6	. . .	0,38	0
Muriate	de potasse.	4,62	1,66	. . .	0,38	0
	de soude.	5,8	3,67	. . .	0,5	0
	d'ammoniaque. . .	7,5	4,75	. . .	1,5	0
	de magnésie. . . .	21.25	. . .	23,75	36,25	50,
	de barite.	1,0	. . .	0,29	0,18	0,09
	idem, cristallisé.	1,56	. . .	0,43	0,32	0,06
Acétate	de chaux.	2,4	. . .	4,12	0,75	4,88

Il y a quelques sels qui sont précipités par l'alcool de leur dissolution aqueuse. Cet effet a lieu sur-tout à l'égard des sulfates, dont plusieurs sont précipités immédiatement, tandis que d'autres ne se séparent qu'au bout de quelques jours, et avec l'application de la chaleur.

3. L'alcool est décomposé quand on le fait passer au travers d'un tube rouge. On trouve le tube garni à l'intérieur d'une poudre fine ressemblant au noir de fumée, et il se dégage une énorme quantité de gaz hydrogène carburé; cette quantité d'après Van Marum, n'est pas moins de 283 décimètres cubes pour 93 grammes d'alcool. D'après l'analyse de ce gaz, M. Cruickshank a conclu que le carbone est à l'hydrogène dans l'alcool, dans la proportion de 4 à 1.

9. Pour déterminer exactement la composition de

(2) *Nich. Journ.* in-4°. vol. 7.

l'alcool, Lavoisier en brûla une quantité considérable, en recueillant les produits avec la plus grande exactitude. Le poids de l'alcool consumé montoit à 93,5 gram., et il fallut 110,32 gram. d'oxigène pour la combustion. L'autre produit montoit à 106,2 grammes, et l'acide carbonique à 93,8; de la quantité connue de carbone dans l'acide carbonique, et d'hydrogène dans l'eau, Lavoisier conclut que l'alcool sur lequel il opéra, contenoit

Carbone..................	28,53
Hydrogène................	7,87
Eau (existant dans l'alcool)...	63,6
	100.

En comparant alors la composition de l'alcool avec celle du sucre (composé comme nous l'avons vu ci-dessus, de 8 parties d'hydrogène, 64 d'oxigène et 28 de carbone), ce même savant a été porté à conclure que, pendant la fermentation vineuse, une partie du carbone, en s'unissant avec l'oxigène, passe à l'état d'acide carbonique, et que le carbone restant, forme de l'alcool avec l'hydrogène du sucre. D'après cela s'il étoit possible de combiner l'acide carbonique et l'hydrogène, on devroit former de l'alcool.

De Saussure le fils, a fait dernièrement avec le plus grand soin, une analyse de l'alcool. Il a employé deux méthodes différentes dans ses expériences, la première consiste à faire détoner la vapeur de l'alcool avec le gaz oxigène, et il en a obtenu pour 100, les résultats suivans :

Carbone....	42,82
Hydrogène..	15,82
Oxigène....	41,36
	100.

Dans une seconde série d'expériences, il décomposa l'alcool en le faisant passer au travers d'un tube de porcelaine incandescent. Il découvrit, par ce moyen, un nouvel élément dans l'alcool, c'est-à-dire, une petite quantité de nitrogène, qui avoit échappé à l'analyse précédente. Il établit comme il suit la composition de l'alcool.

Carbone...	43,65
Oxigène...	37,85
Hydrogène.	14,94
Azote.....	3,52
Cendres....	0,04
	100. (1).

Je crois que ces résultats donnent d'une manière plus exacte les élémens de l'alcool, que ceux de Lavoisier. Il semble, d'ailleurs, singulier que l'alcool contienne 0,63 d'eau, et il est plus raisonnable de conclure que l'oxigène et l'hydrogène existent non à l'état d'eau; mais à celui d'un composé quaternaire avec le carbone et le nitrogène.

Par la distillation avec quelques-uns des acides puissans, l'alcool éprouve un changement considérable. Il se convertit en un liquide beaucoup plus léger que l'al-

(1) *Nichol. Journ.* XXI, pag. 272.

cool et d'une volatilité beaucoup plus considérable, inflammable et miscible à l'eau seulement en petite proportion. Ce fluide a reçu le nom d'*Ether*, et les variétés particulières en sont distinguées par le nom de l'acide au moyen duquel on les a obtenues.

SECTION III.

Ether.

I. Pour préparer l'*Ether sulfurique*, versez dans une cornue une partie d'alcool, et ajoutez-y, à des intervalles suffisans pour que le mélange devienne froid après chaque addition, un poids égal d'acide sulfurique concentré; agitez-les ensemble pendant quelques instans, en prenant soin que la température du mélange ne s'élève pas au-dessus de 48° centigrades; placez alors la cornue sur un bain de sable préalablement chauffé à 120°, et joignez-la à un ballon tubulé au moyen d'une alonge à la tubulure du récipient; fixez un tube recourbé deux fois à angles droits, que vous ferez plonger dans l'eau ou dans le mercure. On rassemble de cette manière la vapeur condensable, tandis que les gaz peuvent s'échapper. On doit refroidir le récipient au moyen de glace ou de linges mouillés. Aussitôt que le mélange commence à bouillir, il se forme de l'éther, qui passe dans le récipient. Continuez à faire bouillir jusqu'à ce qu'il s'élève des vapeurs blanches dans la cornue, ou que vous aperceviez une petite odeur d'acide sulfureux, et retirez alors le récipient; la liqueur qu'il contient aura probablement une petite odeur d'acide sulfureux. Pour la purifier, ajoutez-y un peu d'oxide noir de manganèse, et gardez le mélange dans une bou-

teille pendant vingt-quatre heures, en agitant de temps à autre; décantez alors le liquide clair, et distillez-le au bain-marie jusqu'à ce que la moitié environ soit passée; gardez ce liquide dans une bouteille bien bouchée, trois parties d'alcool donnent environ une partie d'éther.

Si l'on continue la chaleur après que l'on a retiré le récipient, il se produit de l'acide sulfureux en très-grande abondance, et il passe à la distillation une liqueur jaunâtre peu différente de l'éther. On peut la mêler avec un peu de potasse liquide pour corriger l'odeur sulfureuse, et chauffer ensuite pour séparer une petite portion d'alcool : *l'huile douce de vin* surnagera le liquide aqueux.

II. *Ether nitrique.* On peut le préparer comme il suit. A deux litres d'alcool contenus dans une cornue de verre, ajoutez par degrés 260 grammes d'acide nitrique, et refroidissez les matériaux après chaque addition, en plaçant la cornue dans l'eau froide; distillez le mélange avec une grande précaution jusqu'à ce qu'il ait passé un litre et demi; l'éther dans cet état est si loin de son état de pureté, qu'il doit être redistillé avec de la potasse pure, en ne conservant que la première moitié ou les trois-quarts qui passent à la distillation.

Thenard prépare l'éther nitrique par le procédé suivant. Il verse dans une cornue parties égales d'alcool et d'acide nitrique (300 grammes d'alcool à 56° et d'acide nitrique à 32°); il y adapte, au moyen de tubes recourbés, cinq bouteilles à tubulures très-étroites et profondes, remplies à moitié avec une solution saturée de muriate de soude. Au dernier flacon est adapté un tube qui se termine sous une cuve pour recueillir le gaz. Il

entoure les bouteilles d'un mélange de glace pilée et de sel. Pour commencer l'opération, il applique une légère chaleur, mais il devient nécessaire ensuite d'éteindre le feu et de refroidir la cornue. A la fin de l'opération, on trouve à la surface de la solution saline, dans chaque bouteille, un liquide jaunâtre, égal en poids environ à la moitié de l'alcool employé. Celui de la première bouteille est impur, mais dans les quatre autres, c'est de l'éther nitrique pur.

Cet éther, ainsi préparé, est plus léger que l'eau, mais plus pesant que l'alcool. Il se dissout dans ce dernier fluide, mais il exige pour sa solution 48 parties d'eau. Il rougit la teinture de litmus; et quoique cette propriété puisse être détruite par le moyen de la chaux, l'éther devient bientôt acide quand on le garde quelque temps. Il est très-combustible et beaucoup plus volatil que le meilleur éther sulfurique. Il est composé sur 100 parties, de 16 d'azote, 39 de carbone, 34 d'oxigène et 9 d'hydrogène. (*Mémoires d'Arcueil*, I, page 73).

III. Pour préparer l'*éther muriatique*, ajoutez à un mélange de 8 parties d'oxide noir de manganèse et 24 de muriate de soude placées dans une cornue, 12 parties d'acide sulfurique préalablement étendu de 8 d'alcool, et procédez à la distillation. L'éther ainsi obtenu demande à être rectifié par une seconde distillation avec de la potasse, et il est souvent souillé d'éther sulfurique. Un procédé plus certain, qui n'est pas cependant exempt de difficulté, consiste à faire passer du gaz acide muriatique oxigéné au travers de l'alcool. D'après Klaproth, cet éther peut être préparé aussi en distillant parties égales d'alcool et de muriate d'étain très-oxidé.

Le liquide distillé doit être rectifié par une seconde distillation avec de la potasse caustique.

IV. *Ether phosphorique*. On peut l'obtenir en distillant un mélange d'alcool et d'acide phosphorique évaporé à consistance de miel. Le premier produit est de l'alcool. Ensuite il passe un liquide qui a une odeur éthérée et une pesanteur spécifique inférieure à celle de l'alcool. Il est très-volatil, et demande, pour sa solution, 8 ou 10 parties d'eau. Il bout à 37°; il brûle avec une flamme blanche, sans laisser aucune trace d'acide. (*Boullay, Ann. de Chimie*, LXII, page 192).

V. *Ether fluorique*. On l'a obtenu en distillant dans une cornue de plomb un mélange de parties égales de fluate de chaux, d'acide sulfurique et d'alcool. On distilla à moitié avec de la potasse le résidu de cette distillation; la potasse précipita tant de silice, que la liqueur devint gélatineuse : en la distillant de nouveau, on obtint un liquide éthéré d'une pesanteur spécifique de .720. (*Nich. Journ.* VIII, page 143).

VI. On peut former l'*éther acétique* en distillant à plusieurs reprises de l'acide acétique concentré (obtenu de l'acétate de cuivre) avec de l'alcool, et rechargeant dans la cornue le liquide distillé. On peut, au moyen de la potasse, priver cet éther de l'acide qu'il contient. Il est plus pesant que tous les autres éthers, sa pesanteur spécifique étant de .866. Il est volatil, bout à 53°, et brûle avec une flamme blanche jaunâtre. Pendant la combustion, il se développe de l'acide acétique, quoique l'on ne puisse en découvrir dans l'éther lui-même avant la combustion (1).

(1) M. Boullay vient d'annoncer (*Annales de Chimie*, LXXVIII,

Ce procédé a été répété dernièrement avec beaucoup d'attention par M. Chenevix. En distillant plusieurs fois à siccité un mélange de 10 parties d'alcool et de 10 d'acide acétique, il s'est assuré que la pesanteur spécifique du produit ne change pas après la première distillation. Les $\frac{6}{11}$ de l'alcool furent décomposés. Du car-

---

page 284) la formation d'on éther au moyen de l'acide arsénique. Il le prépare avec l'appareil qui lui a servi pour l'éther phosphorique. Il se compose d'un entonnoir de cristal dont la queue se lie avec un vase en poire, terminé lui-même en tube, le col est percé d'une tubulure qui reçoit un robinet, et le sommet du tube est garni lui-même d'un robinet. On fait couler le liquide en ouvrant le robinet supérieur. Cet appareil étoit adapté à une cornue tubulée, avec un balon aussi tubulé, au tube de Welther plongeant dans un flacon d'eau de chaux d'où partoit un tube qui se rendoit à la cuve pneomatique.

Après avoir chauffé de l'acide arsénique pur en poudre avec de l'eau distillée, on fit tomber dessus, goutte à goutte, de l'alcool à 40°. Quand l'alcool touchoit l'acide, il se faisoit un mouvement violent, l'acide sautoit lourdement, et il y avoit une pression considérable.

Le produit n'étoit que de l'alcool mêlé d'eau; mais le mélange devint plus fluide, l'ébullition fut réglée, il prit une couleur brone et une odeur éthérée, on distilla jusqu'à ce que la matière fût noire.

Ce produit rectifié au bain-marie à + 50° centigrades, donna une liqueur volatile odorante d'une saveur chaude et piquante, qui surpageoit l'eau, ne rougissoit pas la teinture de tournesol, et brûloit avec une flamme blanche en déposant du charbon.

Rectifié sur du muriate de chaux, sa pesanteur spécifique se réduisit à 0,690.

Il se dégagea, pendant l'opération, de l'air chargé d'éther, et du gaz hydrogène carboné; l'eau de chaux fut légèrement troublée.

Le résidu est formé d'acide arsénique, recouvert d'un peu d'oxide blanc sale, et de charbon. (*Note du traducteur.*)

bonate de potasse sec, que l'on ajouta, s'empara de toute l'eau, et donna une liqueur éthérée qui formoit 7,4 du mélange et dont la pesanteur spécifique étoit de 8,621 (1).

L'éther sulfurique est bon pour démontrer les propriétés des éthers. Il a les caractères suivans :

1. Il est extrêmement léger, sa pesanteur spécifique étant de .730, ou, d'après Lowitz même, de .632.

2. Il ne peut, comme l'alcool, se combiner à l'eau; et quand on agite les deux fluides ensemble, ils se séparent par le repos. Cependant l'eau retient environ un dixième de son poids d'éther. En agitant plusieurs fois de l'éther avec de l'eau, on le porte à son plus grand état de pureté, et il acquiert alors la propriété de dissoudre le caoutchouc.

M. Faujas Saint-Fond a décrit comme il suit le procédé que M. Winck de Londres a répété en sa présence. Mettez un litre de bon éther sulfurique dans une bouteille (ou, de préférence, dans un séparateur, *Pl.* Ière. *Fig.* 3) avec deux litres d'eau; agitez plusieurs fois les deux liquides ensemble; laissez reposer jusqu'à ce que l'éther ait gagné la partie supérieure, et retirez l'eau par le moyen du robinet *b*, en laissant l'éther dans le vaisseau; répétez cette opération trois ou quatre fois, ou jusqu'à ce qu'il reste à peine un tiers de l'éther, et placez le résidu dans une fiole bien bouchée; placez alors dans cet éther de la gomme élastique en petits morceaux, qui se gonflera: l'action est lente, et ce n'est qu'au bout de cinq jours que la solution est complète. La manière de former des tubes avec cette solution est décrite dans le cinquième volume de l'ouvrage de Faujas.

(1) *Annales de Chimie*, XXIX, pag. 45.

3. L'éther est extrêmement volatil. Quelques gouttes versées sur la main s'évaporent instantanément, et produisent un grand froid. En versant avec un tube capillaire un petit jet d'éther sur la boule d'un thermomètre remplie d'eau, cette eau se gèle, même dans l'été le plus chaud. Sous la pression de 760 millimètres, il bout à 36°, et dans le vide, beaucoup au-dessous de 0°. 62 centimètres cubes, en se convertissant en gaz à la température de 23°, emplissent l'espace de 28 décimètres cubes (*Saussure jeune*).

4. Un mélange d'éther sulfurique et muriatique s'évapore instantanément, et produit un froid considérable au-dessous de 13° centigrades.

5. L'éther prend la forme solide quand on réduit sa température à — 42° centigrades.

6. L'éther se convertit en gaz, quand on élève sa température, ou quand on diminue la pression de l'atmosphère. Nous avons décrit chap. III, sect. 4 les expériences qui prouvent ce fait.

7. L'éther ne dissout pas les alcalis fixes, mais il se combine avec l'ammoniaque.

8. Il dissout les huiles essentielles et les résines, et prend à peu près un douzième de son poids de soufre, qui se dépose quand l'alcool se volatilise. L'éther dissout aussi une petite quantité de phosphore; et quand on verse cette solution sur de l'eau chaude dans l'obscurité, il se forme à la surface une flamme bleue.

9. Il est très-inflammable. On peut s'en convaincre en en faisant passer quelques gouttes dans un récipient garni d'une boîte à cuir et d'un robinet auquel on adapte un petit tube, et que l'on plonge dans l'eau à la température de 37°. Le récipient sera rempli de gaz éthéré

que l'on pourra faire sortir au travers du tube, à l'extrémité duquel on pourra l'enflammer. Il brûle avec une belle flamme bleue foncée.

10. Quand l'éther est mêlé avec du gaz oxigène, il détone avec beaucoup de bruit. Mettez une goutte d'éther dans une fiole très-forte remplie de gaz oxigène, entourez-la d'un linge; en approchant de la flamme d'une chandelle, il se fera une violente détonation. Ou faites passer quelques gouttes d'éther dans l'eudiomètre (*Pl.* II, *Fig.* 28) rempli de gaz oxigène, le volume du gaz sera doublé; et en y faisant passer une étincelle électrique, il se fera une détonation très-violente qui brisera probablement le tube. Dans une expérience de M. Cruickshank, 1 mesure de gaz éthéré et 3 de gaz oxigène détonèrent avec la plus grande violence, et il se produisit $2\frac{1}{2}$ mesures d'acide carbonique.

Le même chimiste a décrit l'expérience suivante sur l'inflammabilité de l'éther, dans le *Journ. de Nich.* in-4°. V, page 205.

Remplissez une bouteille de la capacité de 3 ou 4 litres, avec du gaz acide muriatique oxigéné pur, ayant soin de chasser toute l'eau autant que possible; versez-y alors 3 ou 4 grammes de bon éther, en couvrant aussitôt l'ouverture avec un morceau de bois léger ou de papier; au bout de quelques secondes, vous apercevrez une fumée blanche qui circulera dans la bouteille, et peu après il se fera une explosion accompagnée de flamme. Le même effet a lieu, mais beaucoup plus lentement, avec l'alcool, et alors il se forme de l'acide carbonique; il se dégage du carbone, et il se forme un peu d'éther.

11. D'après M. Cruickshank, la proportion du

carbone par rapport à l'hydrogène dans l'éther, est comme 8 ou 9 à 1 (*Nich. Journ.*, 4°, *V.* 205 *N.*) Cependant M. de Saussure a soumis dernièrement l'éther à une analyse qui présente des résultats un peu différens. Par les mêmes procédés que nous avons décrits ci-dessus pour l'alcool, il a déterminé que 100 parties en poids d'éther sulfurique sont composées de

Carbone...	58,20	ou	59
Hydrogène.	22,14	ou	22
Oxigène...	19,66	ou	19
	100 (1).		100.

Ces résultats comparés avec l'analyse de l'alcool, par le même chimiste, montrent que l'éther contient beaucoup plus de carbone et d'hydrogène, et beaucoup moins d'oxigène que l'alcool. Et puisque 2 parties d'alcool en donnent une d'éther, il s'ensuit que si nous prenons la différence entre 200 parties d'alcool et 100 d'éther qu'elles produisent (en supposant aussi les deux liquides réduits à leurs derniers élémens), nous avons un résidu de 100 parties contenant :

Carbone...	28
Oxigène...	57
Hydrogène.	8
Nitrogène..	7
	100.

On peut observer que l'oxigène et l'hydrogène dans ce résidu, sont à peu près dans les proportions qui con-

(1) *Nich. Journ.*, XXI, pag. 328.

stituent l'eau, ou de six à un. Et nous pouvons admettre alors que 100 parties d'éther sont à peu près égales à 200 parties d'alcool, moins 28 parties de carbone et 65 d'eau, dont la formation a été occasionnée par l'acide sulfurique.

Section IV.

Acides Acéteux et Acétique.

Ces deux noms ont été employés dans la nouvelle nomenclature, pour désigner deux acides que l'on croyoit distincts; le vinaigre commun purifié par la distillation, portoit le nom d'acide *acéteux*, et l'acide concentré, appelé aussi *vinaigre radical*, celui d'acide *acétique*. On croyoit que la plus grande force de ce dernier étoit due à une plus grande proportion d'oxigène, qui lui avoit été fournie par l'oxide métallique de la combinaison duquel on l'avoit retiré. Les expériences de Adet furent les premières qui tendirent à détruire cette conclusion, et quoiqu'elles aient été contredites depuis par celles de Chaptal et de Dabit, celles postérieures de Darracq ont pleinement confirmé l'opinion émise par Adet. Darracq parvint à convertir le vinaigre distillé en vinaigre radical, dans des circonstances où il étoit impossible qu'il s'effectuât une oxigénation, c'est-à-dire en lui soustrayant simplement de l'eau par des distillations répétées avec le muriate de chaux. Nous conserverons cependant ces deux termes pour plus de brièveté. L'acide acéteux signifiant l'acide étendu obtenu par la fermentation, et *l'acide acétique* exprimant qu'il a été déphlegmé.

On peut obtenir l'acide acéteux en exposant à l'air,

à une température de 23 à 32° centigrades, la liqueur obtenue par la fermentation vineuse de l'orge, du sucre et d'autres substances. La liqueur s'échauffe, on y voit nager un grand nombre de petits filamens gluans, puis elle acquiert une saveur et une odeur acide. Il ne se dégage que peu ou point de gaz, mais au contraire il y a absorption de gaz oxigène. Il y a donc une différence essentielle entre la fermentation vineuse et la fermentation acéteuse. Cette dernière demande comme une condition indispensable, l'accès de l'air, tandis que la fermentation vineuse peut s'exécuter en vases clos, ou au moins dans des vaisseaux qui permettent seulement aux fluides élastiques qui se produisent, de s'échapper.

Le vinaigre commun peut être purifié en le distillant dans une cornue. Les premières portions qui passent, contiennent tant d'eau, que l'on peut les rejeter, et l'on doit continuer la distillation tant qu'il reste du liquide dans la cornue. Cependant le vinaigre ne peut être purifié parfaitement de cette manière. Le liquide distillé contient une matière extractive que Darracq considère comme un mucilage, et aussi, comme M. Chenevix l'a vu, une petite portion d'alcool. Ce dernier chimiste a trouvé que la matière extractive ne peut être enlevée par des distillations répétées. Il a trouvé dans le vinaigre de France, une plus grande proportion d'acide et d'alcool, et moins de mucilage que dans ceux des autres pays. De quatre litres de vinaigre distillé de France, il a obtenu à peu près 122 grammes d'alcool.

L'acide acéteux peut être préparé aussi en grande quantité, par la distillation du bois. A cet effet on renferme le bois dans des cylindres ou dans des cornues

de fer, que l'on expose à une chaleur rouge. Il se produit une immense quantité de gaz, et il se condense un liquide qui consiste en acide acéteux, tenant en solution une certaine quantité de goudron et d'huile essentielle. Il est presqu'impossible de séparer ces substances les unes des autres, de sorte que cet acide ne peut être employé que par les teinturiers et les imprimeurs en toiles, et encore son odeur désagréable est-elle nuisible.

L'acide acéteux s'unit avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques.

Quand on évapore à siccité de la potasse saturée, avec cet acide, le sel prend une couleur noire. Cependant quand on le dissout et qu'on évapore de nouveau, on obtient le sel blanc, c'est de l'acétate de potasse.

Ce sel attire fortement l'humidité de l'air, il est très-soluble dans l'eau. Quand on l'expose à une chaleur forte, il se décompose; on obtient du gaz acide carbonique et hydrogène carburé, et il reste dans la cornue un mélange de charbon et de carbonate de potasse.

Quand on distille ce sel avec moitié de son poids d'acide sulfurique, il se dégage de l'acide acétique concentré, mêlé d'acide sulfureux. Après avoir été mis à digérer avec de l'oxide noir de manganèse, et redistillé, on l'obtient pur. On peut l'obtenir aussi en distillant parties égales d'acétate de plomb, et de sulfate de cuivre. On peut aussi soumetre à la distillation dans une cornue de verre, de l'acétate de cuivre cristallisé. L'acide qui se dégage a une couleur verte, et exige d'être rectifié par une seconde distillation. La pesanteur spécifique

varie de 1056 à 1080. Quand on fractionne les produits, MM. Derosne ont remarqué (1) que les dernières portions, quoique spécifiquement plus légères que les premières, contiennent cependant un acide plus fort, ce qu'on peut reconnoître par la quantité d'alcali qu'il peut saturer. On trouve aussi que les derniers produits, quand on les soumet à la distillation, donnent un liquide d'une pesanteur spécifique moindre que l'eau. Ce liquide peut être obtenu dans un état plus parfait, en saturant les dernières portions avec de la potasse caustique et solide; l'acétate de potasse se précipite, et on trouve à sa surface un liquide que l'on peut rectifier par une distillation à une chaleur douce. Il est parfaitement limpide, a une saveur pénétrante, est plus léger que l'alcool, s'évapore rapidement en produisant du froid, quand on le jette sur la main. Il est très-inflammable; il ne rougit pas le litmus; excepté qu'il est miscible à l'eau en toutes proportions, il a toutes les propriétés d'un éther, et comme ce fluide, il a la propriété de décomposer le nitro-muriate d'or. MM. Derosne ont conseillé de l'appeler *éther pyro-acétique*. Ils observent qu'il ne se produit qu'à la fin de la distillation de l'acétate de cuivre, et ils supposent qu'il est dû non à une modification de l'alcool, mais à un changement dans la disposition des élémens du sel.

Ces observations ont été confirmées par les recherches subséquentes de M. Mollerat (1). En examinant deux portions d'acide acétique, d'une pesanteur spécifique exactement égale (c'est-à-dire 1063), il trouva que l'une

(1) *Annales de Chimie*, LVIII, 267.
(2) *Idem*, XVIII, 88.

contenoit 0,87 d'acide réel, et l'autre seulement 0,41. Il est disposé à croire que le premier est l'acide acétique le plus fort qu'on puisse se procurer. Il peut être distillé avec une grande rapidité à une chaleur modérée, et peut entrer en ébullition. Il ajouta graduellement de l'eau à cet acide, d'une pesanteur spécifique de 1063 (et dont 100 grammes exigeoient pour leur saturation, 250 de sous-carbonate de soude), et il trouva que quoique l'eau fût spécifiquement plus légère que l'acide, cependant la densité du mélange augmenta jusqu'à 1079. Depuis ce point les additions d'eau occasionnèrent une diminution régulière de pesanteur spécifique. M. Chenevix a observé depuis la même anomalie avec l'acide obtenu de l'acétate d'argent.

L'acide acétique préparé de cette manière a plusieurs propriétés remarquables; son odeur est extrêmement piquante, et il forme des cloches sur la peau quand on l'y laisse pendant assez de temps. Quand on le chauffe dans une capsule d'argent sur une lampe, on peut enflammer sa vapeur. A la température d'environ 2,5°, il devient solide et donne de beaux cristaux qui se liquéfient à 4°. Il paroît qu'il est difficilement décomposable par la chaleur, car M. Chenevix l'a fait passer cinq fois au travers d'un tube de porcelaine rouge, et il n'a été décomposé que partiellement.

L'*acide acétique* entre, comme le vinaigre, en combinaison avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques.

L'*acétate de potasse*, formé avec cet acide, est parfaitement blanc; il ne doit pas, quand on le liquéfie par la chaleur, devenir noir par la séparation du charbon, comme celui obtenu avec le vinaigre. Il est déli-

quescent et soluble dans le double de son poids d'eau froide, et dans deux fois son poids d'alcool bouillant. Quand on le distille, son acide se convertit en éther pyro-acétique, et en gaz acide carbonique et hydrogène carburé.

L'*acétate de soude* est cristallisable. Il n'est pas déliquescent à l'air; il se dissout dans moins de son poids d'eau froide, et dans le double de son poids d'alcool bouillant; et il donne à la distillation les mêmes produits que l'acétate de potasse.

Acétate d'ammoniaque. Le seul usage auquel on l'emploie, est en médecine, sous le nom d'*esprit de Mendererus*. La solution ne cristallise pas par évaporation; mais elle donne une masse déliquescente, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, et qui, sous forme solide, se volatilise à 115° centigrades.

Acétate de chaux. On peut l'obtenir, par une évaporation ménagée, à l'état de petites aiguilles laiteuses. Il est permanent à l'air, et très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est composé, d'après Wenzel, de 62,3 d'acide, et 37,7 de chaux.

Acétate de barite. Il cristallise, n'attire pas l'humidité de l'air, mais il y perd, au contraire, une partie de son eau : l'alcool en dissout seulement de petites quantités. M. Chenevix a trouvé qu'il donne à la distillation de l'éther pyro-acétique d'une pesanteur spécifique de 0,845, coloré par un peu d'huile empyreumatique.

Acétate de Strontiane. Il est plus soluble que le précédent, car il n'exige qu'environ deux fois son poids d'eau froide pour sa solution. Ses propriétés ont été fort peu examinées.

Acétate de magnésie. On ne peut l'obtenir à l'état de cristaux, mais seulement en une masse visqueuse et épaisse, qui est extrêmement déliquescente, et soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Acétate d'alumine. On le forme généralement par une double décomposition, en mêlant des solutions d'acétate de plomb ou de chaux, et de sulfate d'alumine. Ce composé est d'une grande importance, à cause de son usage pour les toiles peintes. Cependant, quand on l'emploie à cet usage, il contient toujours une certaine quantité d'alun ; et les propriétés de la combinaison d'alumine pur avec l'acide acéteux sont peu connues (1).

---

(1) M. Gay-Lussac (*Annales de Chimie*, LXXIV, pag. 193,) a fait une observation intéressante sur l'acétate d'alumine. Il a vu que quand on chauffe une dissolution de ce sel, elle se trouble et laisse déposer une grande quantité d'alumine ; quand on laisse refroidir la dissolution, le précipité se redissout peu à peu, et la liqueur reprend sa transparence. On peut recommencer un grand nombre de fois la même expérience avec la même dissolution, et toujours on obtient des résultats semblables.

Le sel formé à froid avec des solutions d'alun et d'acétate de plomb se trouble à 50°, filtré et exposé à une température plus élevée, il s'y forme un nouveau précipité, qui ne se redissout que quand la liqueur est exposée à un froid plus considérable qu'elle n'étoit d'abord. Plus on a chauffé, plus difficilement l'alumine se redissout.

Cette précipitation de l'alumine ne peut être due à la volatilisation de l'acide ; car elle ne pourroit se redissoudre par le refroidissement. La même chose a lieu avec des acétates très-acides et dans des vases hermétiquement bouchés.

Elle est donc due à la chaleur qui écarte les molécules d'acide et d'alumine, et les porte hors de leur sphère d'activité ; la cha-

Les *acétates métalliques* ont été, pour la plupart, décrits ci-dessus, à l'article de chaque métal. Nous devons à M. Chenevix (1) quelques notions sur cette classe de sels. En distillant les divers acétates métalliques, ce chimiste a trouvé que les sels à base de plomb, de zinc et de manganèse, donnent un liquide beaucoup plus léger que l'air, mais plus pesant que l'alcool, et qui contient seulement de petites proportions d'acide. Ce degré de légéreté est dû à la présence du fluide particulier que MM. Derosne ont nommé éther pyro-acétique; mais auquel M. Chenevix pense qu'il est préférable de donner le nom d'*esprit pyro-acétique*, jusqu'à ce que nous ayons des notions plus précises sur sa nature et ses propriétés.

De tous les acétates métalliques, celui d'argent donne un produit de la plus grande pesanteur spécifique, et du plus grand pouvoir de neutraliser les alcalis. Sous ce rapport, il excède d'environ un cinquième un poids égal de l'acide obtenu de l'acétate de cuivre : il ne contient pas cependant d'esprit pyro-acétique, découvert dans l'acide du cuivre. Le résidu, dans la cornue, contenoit, dans quelques cas, un peu de charbon. Quand M. Chenevix distilla les acétates d'argent, de nickel, de cuivre et de plomb, il trouva ces métaux à l'état métallique; mais le zinc et le manganèse restèrent à l'état d'oxides.

M. Chenevix décrit l'esprit pyro-acétique obtenu de l'acétate de plomb, comme parfaitement limpide et

---

leur cessant, les molécules rentrent dans leur sphère et se combinent. (*Note du traducteur.*)

(1) *Annales de Chimie*, LXIX.

incolore. Il a une saveur qui est d'abord âcre et brûlante, mais qui devient ensuite froide, et quelquefois résineuse. Son odeur ressemble à celle des huiles volatiles; mais il n'est pas facile de décrire son odeur particulière. Sa pesanteur spécifique est de 7,864, après qu'il a été rectifié sur le muriate de chaux. Il est très-combustible et ne laisse aucun résidu; il bout à 72° centigrades. Il s'unit, dans toutes proportions, à l'eau, à l'alcool et aux huiles volatiles; et à la température beaucoup au-dessous du point d'ébullition, il se mêle bien avec les huiles volatiles. Quand il est chaud, il dissout le soufre et la cire.

CHAPITRE XXI.

Substances animales.

QUOIQUE les produits végétaux et animaux se ressemblent le plus souvent par leurs caractères extérieurs, et même par plusieurs de leurs propriétés chimiques, ils présentent cependant plusieurs circonstances qui les distinguent assez. Les substances animales sont le résultat des procédés les plus délicats et de l'organisation la plus accomplie ; et les affinités qui les réunissent, sont troublées par de légères circonstances. Les matières animales contiennent, outre les trois principes des matières végétales (l'oxigène, l'hydrogène et le carbone), un quatrième, c'est-à-dire, le nitrogène (1). C'est à ce principe que sont dues la

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard (*Mém. phys. chim.* - II, pag. 322.) ont appliqué aussi leur mode d'analyse par le muriate sur-oxigéné de potasse aux matières animales ; mais lorsqu'il y a un excès de muriate sur-oxigéné, et que la température est basse, il se forme de l'acide nitreux. Il faut alors plusieurs tâtonnemens pour ne mettre qu'une quantité de muriate oxigéné nécessaire pour convertir tout en gaz, et le moins possible en hydrogène oxi-carburé. Il faut que le résidu de la combustion soit légèrement grisâtre ; on fait alors détoner le gaz dans l'eudiomètre avec de l'hydrogène, et en y ajoutant de l'oxigène, on absorbe l'acide carbonique par la potasse, et enfin on fait détoner de nouveau avec l'hydrogène, et le gaz qui reste est de l'azote. (Nous donnerons l'analyse de chaque substance, à l'article qui en traite.)

Leurs expériences ont coudnit ces deux chimistes à conclure

plupart des propriétés les plus importantes qui distinguent cette classe de composés ; c'est à ce principe qu'est due la propriété qu'ils ont de ne pas passer à la fermentation vineuse ou acéteuse, mais à une fermentation particulière, appelée *putréfaction ;* et que, durant ce changement, ils donnent des produits qui contiennent du nitrogène et de l'ammoniaque. Quand on les expose à une haute température, ils se décomposent et produisent beaucoup d'ammoniaque, et peu ou point d'acide acétique ; et il reste un charbon qui diffère de celui produit par les matières végétales, en ce qu'il est moins combustible. Quoique cette description puisse s'appliquer à presque tous les corps du règne animal, cependant elle n'est pas strictement exacte pour toutes. Par exemple, la gelée devient acide par une décomposition spontanée, tandis qu'il y a quelques substances végétales, comme le gluten, qui se putréfient, et qui fournissent de l'ammoniaque par la décomposition au moyen de la chaleur.

Dans l'analyse des substances animales, on n'a pas

---

que la fibrine, l'albumine, etc., sont composées de charbon, d'hydrogène et d'oxigène, dans les proportions pour produire l'eau, d'hydrogène et d'azote dans les proportions nécessaires pour constituer l'ammoniaque.

Les acides seroient comme les acides végétaux, formés de carbone, d'oxigène, d'hydrogène et d'azote, dans des proportions telles que l'oxigène et l'azote seroient en excès par rapport à l'hydrogène.

Et au contraire dans les graisses, si elles contiennent de l'azote, il y auroit plus d'hydrogène qu'il n'en faut pour convertir leur oxigène et leur azote en eau et en ammoniaque.

(*Note du traducteur.*)

obtenu une précision aussi grande que dans l'analyse des produits du règne végétal. Il y a deux modes d'analyse différens. On obtient, par le premier, les principes *prochains* des matières animales, ou certains composés que l'on peut présumer être séparés par le simple procédé que l'on emploie pour leur extraction, dans un état identique avec celui dans lequel ils existent dans l'économie animale. Ainsi, par l'action long-temps continuée de l'eau chaude sur les os, on forme une solution qui se sépare spontanément en deux substances distinctes, la graisse et la gélatine; tandis que les substances terreuses restent non dissoutes. Les substances ainsi obtenues ne sont pas nombreuses; et pour les distinguer des produits les plus compliqués, on les a nommées *composés animaux primaires.* Mais, par la décomposition spontanée, ou par l'action de la chaleur, on obtient des corps qui n'existoient pas dans le composé soumis à l'expérience; et les *derniers élémens* qui sont ainsi désunis, se combinent d'une nouvelle manière. Par exemple, les os, qui ne contiennent pas d'alcali volatil, en fournissent cependant lorsqu'on les chauffe fortement, parce que ses élémens (l'hydrogène et le nitrogène) se combinent d'une nouvelle manière.

Les composés animaux primaires sont peu nombreux, et la table suivante présente à peu près ceux qui sont les mieux caractérisés.

1. Gélatine.
2. Albumine.
3. Mucus.
4. Fibrine.
5. Urée.
6. Résine.
7. Sucre.
8. Huile.
9. Acides.

SECTION PREMIÈRE.

Gelée animale, ou *Gélatine*.

La *Gelée animale* est un composé abondant non-seulement dans les fluides, mais même dans les substances dures et solides. On peut en extraire, par une ébullition long-temps continuée, de la peau, des membranes, des ligamens, des cartilages, et même des os. La solution forme, par le refroidissement, une masse tremblante et imparfaitement cohérente, connue sous le nom de *Gelée;* et si on chasse, par une légère chaleur, la partie aqueuse, on obtient une substance demi-transparente solide, qui a une cassure vitreuse, et qui, selon la source d'où on l'a tirée, porte le nom de *Colle de poisson, de Colle, de Tablettes de Bouillon.* La colle de poisson nous servira pour démontrer les propriétés de la gélatine, parce que c'est la plus pure que l'on puisse obtenir.

1. Quand on plonge dans l'eau la gélatine sèche, elle en absorbe, se gonfle beaucoup, et devient molle et élastique. Cependant à la température ordinaire elle ne se dissout pas, et elle ne fait qu'absorber de l'eau, qu'elle perd par une légère chaleur; mais elle se dissout lentement et complétement dans l'eau chaude, et donne, par le refroidissement, une gelée solide. On peut recommencer ces solutions et ces dessiccations alternatives, sans changer les propriétés chimiques de la gélatine.

La proportion dans laquelle la gélatine forme une solution capable de se concréter par le refroidissement,

a été déterminée, par le docteur Bostock (1), à une partie de gélatine sèche contre 100 parties d'eau ; une partie de gélatine contre 150 parties d'eau produisent un composé, qui, quoique évidemment gélatineux, ne peut cependant prendre la forme concrète.

2. La gélatine à l'état solide paroît être absolument indestructible quand on la garde dans un lieu sec ; mais quand elle est sous forme de solution ou de gelée, elle s'aigrit d'abord, puis elle se putréfie. Cependant le docteur Bostock doute que cette production d'acide ait lieu.

3. La gélatine est insoluble dans l'alcool : mais elle n'est pas précipitée par ce fluide de sa solution aqueuse.

4. Elle se dissout facilement dans la plupart des acides. La colle de poisson, dissoute dans le vinaigre à l'aide d'une légère chaleur, forme un ciment très-solide et très-utile. L'acide nitrique étendu et froid est un puissant dissolvant de la gélatine. Quand on évapore la solution, l'acide et la gélatine agissent l'un sur l'autre. Il se dégage du gaz nitreux ; et si l'on ne concentre pas trop la liqueur, le résidu est formé d'acides oxalique et malique. L'acide muriatique dissout la gélatine sans la décomposer. Quand on fait passer du gaz acide oxi-muriatique au travers d'une solution de gélatine, on aperçoit des filamens blancs qui sont très-élastiques et flexibles. Ils sont formés de gélatine un peu altérée et unie aux acides muriatique et oxi-muriatique. Ils sont insipides, insolubles dans l'eau et dans l'alcool. Ils ne se putréfient pas, et n'exercent qu'une très-foible action sur les couleurs bleues végétales à moins qu'ils ne contiennent un grand excès d'acide. Ex-

(1) *Nichol. Journ.*, XI et XIV.

posés à l'air pendant quelques jours à une température moyenne, ils émettent de l'acide oxi-muriatique, et beaucoup plus abondamment lorsqu'on les chauffe. Ils disparoissent dans des solutions alcalines, et il se forme des muriates. (*Thénard, Mém. d'Arcueil,* tom. II).

5. La gélatine est soluble dans les alcalis purs liquides. La solution est brune et visqueuse; elle n'a pas les caractères des savons (1), et elle n'est pas précipitée par les acides. Cette propriété distingue la gélatine de l'albumine, de la fibrine et d'autres substances animales, et fournit un moyen de les séparer dans les analyses. Les alcalis n'occasionnent pas de précipité dans les solutions de gélatine dans les acides; mais quand on en met un excès, ils la dissolvent.

6. Il y a plusieurs sels et plusieurs oxides métalliques qui ont la propriété de précipiter la gélatine, mais d'une manière si équivoque, qu'on ne peut l'employer pour reconnoître leur présence. L'acétate de plomb (préparé en faisant bouillir de la litarge avec du vinaigre distillé) ne produit pas de changement dans les solutions de gélatine. Le muriate de mercure corrosif n'a non plus aucun effet. Le nitrate d'argent et le nitro-muriate d'étain y produisent une opacité très-légère et presque imperceptible; le nitro-muriate d'or un précipité dense en très-petite quantité dans une solution qui contient $\frac{1}{50}$ de gélatine; mais il n'a aucune action sur des solutions plus étendues.

7. Un des précipitans les plus actifs de la gélatine est le tannin. Quand la gélatine est dans une proportion

(1) Hatchett, *Phil. Trans.*, 1800.

si petite par rapport à l'eau, qu'elle forme seulement $\frac{1}{5000}$ de sa solution, il se produit un précipité abondant, quand on y verse une infusion de noix de galle. Quand la solution de gélatine est plus forte, le précipité est plus abondant : enfin, quand la gélatine est en très-grande proportion, il y a un point auquel il se forme un coagulum qui, après avoir été séché à l'air, devient dur, et présente une cassure vitreuse. Ce composé paroît être formé aussi quand on plonge des solides animaux, composés sur-tout de gélatine, dans des solutions de tan, comme quand on plonge, par exemple, les peaux des animaux dans une infusion d'écorce de chêne. Il est parfaitement insoluble dans l'eau et incapable de se putréfier; il constitue en partie le cuir tanné, auquel il communique la propriété d'empêcher la transmission de l'humidité; et, d'après cela, l'opération du tannage consiste essentiellement dans la fixation du tannin des liqueurs sur la gélatine des peaux.

Il seroit important pour l'analyse des substances animales, de pouvoir déterminer en précipitant la gélatine par le tannin, la propriété de cette première substance; mais il se présente deux obstacles. Le tannin agit aussi sur d'autres substances animales, par exemple, l'albumine, et en outre il paroît que dans les précipités de tannin et de gelée, ces substances n'entrent pas dans des proportions absolument fixes. En général, cependant, le docteur Bostock conclut que le composé formé par l'union de la gélatine avec le tannin, consiste en un peu moins de deux parties de tannin et trois de gélatine; et comme il est toujours facile de connoître la quantité de tannin que

l'on emploie, on peut, par un calcul aisé, savoir approximativement la quantité de gélatine contenue dans un fluide que l'on examine.

8. La décomposition de la gélatine par la chaleur prouve qu'elle est composée principalement d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et de nitrogène; mais on ne sait dans quelles proportions ils y existent et comment ils sont combinés (1). Après l'incinération, il reste un charbon qui contient une petite quantité de phosphate de soude et de phosphate de chaux.

On ne connoît pas les circonstances qui occasionnent les différences que l'on remarque dans les diverses espèces de gélatine. On peut trouver quelques notions à ce sujet dans le Mémoire de M. Hatchett, intitulé : *Observations sur les parties composantes des membranes des animaux* (Phil. Trans. 1800).

SECTION II.

Albumine.

A l'exception de la gélatine, il n'y a pas de substance qui entre dans la composition de tant de matières animales que l'*Albumine.* Elle forme une grande partie

(1) D'après MM. Gay-Lussac et Thenard, (*Mém. phis. chim.* II, pag. 336.), elle contient,

Carbone. . . .	47,881
Oxigène. . . .	27,207
Hydrogène. . .	7,914
Azote.	16,998
	100.

(*Note du traducteur.*)

du sang et des diverses secrétions, et paroit être la principale base de plusieurs solides, c'est-à-dire, de la membrane mince qui constitue la texture cellulaire, ainsi que de la peau, des glandes et des vaisseaux qui conduisent les fluides.

Le blanc d'œuf, quoiqu'il ne soit pas entièrement formé d'albumine, en contient une assez grande quantité pour que l'on puisse facilement, s'en servir pour démontrer les propriétés de cette substance. Elle possède les qualités suivantes :

1. Quand on l'agite avec l'eau, ces deux fluides s'unissent et forment un liquide visqueux dont les élémens ne se séparent pas par le repos. Cette solution verdit les couleurs bleues végétales, et on acquiert par là la preuve qu'elle contient de l'alcali en excès.

2. A la température de 75°, l'albumine non étendue devient solide et éprouve un changement que l'on appelle *Coagulation.* Quand on coupe cette masse solide en petits morceaux, il s'en écoule, dans l'espace de quelques heures, une petite quantité d'un fluide bien visqueux, dont la quantité n'excède pas $4\frac{1}{2}$ pour 100 d'albumine employée. Quand on la chauffe continuellement à une légère chaleur, la substance coagulée perd au moins $\frac{4}{5}$ de son poids, et il reste une substance sèche cassante et transparente. On voit, d'après cela, que 100 parties de blanc d'œuf, consistent en $4\frac{1}{2}$ de matière qui ne se coagule pas, et seulement $15\frac{1}{2}$ d'albumine pure.

Cette coagulation par la chaleur est le caractère le plus distinctif de l'albumine, et fournit un moyen aisé de s'assurer de sa présence, lors même qu'elle ne forme qu'une très-petite partie de certains fluides. Après

plusieurs tâtonnemens, le docteur Bostock a trouvé qu'une solution qui contient seulement $\frac{1}{1000}$ de son poids d'albumine, devient sensiblement opaque à la température de l'ébullition. On peut donc regarder ce moyen comme suffisant pour reconnoître la présence de l'albumine dans un fluide.

Le docteur Bostock a trouvé que la partie non coagulable du blanc d'œuf n'est pas affectée par le muriate de mercure, ni par l'infusion de noix de galle, mais qu'elle est précipitée abondamment par le sur-acétate de plomb. Il considère cette substance comme un principe particulier auquel il donne le nom de *Mucus.*

L'albumine, coagulée par la chaleur, est parfaitement insoluble dans l'eau, au moins par une longue ébullition dans le digesteur de Papin ; elle ne paroît pas éprouver de changemens dans sa constitution chimique. Cependant, par une longue ébullition dans l'eau, quoiqu'il ne se fasse pas de solution apparente, M. Brande a obtenu, de l'albumine coagulée, un fluide qui a les propriétés alcalines, et qui donne, par l'évaporation, une substance visqueuse soluble dans l'eau. Il regarde ce fluide comme une solution étendue d'albumine dans l'alcali (1). Ce coagulum est dissous par les alcalis liquides étendus, avec dégagement d'ammoniaque, il est précipité sans changement, de cette combinaison, par les acides (2). Pendant la coagulation, il n'y a pas d'absorption d'oxigène, et il ne se dégage pas de gaz ; et il paroît, d'après cela, qu'il n'y a pas de réaction des principes les uns sur les autres.

(1) *Phil. Trans.*, 1809.

(2) Thenard, *Ann. de Chim.*, LXVII, pag. 321.

3. L'albumine est coagulée par l'alcool et par les acides. D'après Thénard, le coagulum retient toujours en combinaison une portion de l'acide qui a servi à le former. Celui que produit l'acide nitrique est le plus insoluble, et à cause de cette propriété, cet acide forme un précipité dans les solutions d'albumine, tellement étendues, qu'elles ne sont pas affectées par les autres acides. Le coagulum formé par les acides est redissous par les alcalis purs, et même, comme Thénard l'a observé, par l'ammoniaque, qui ne dissout point l'albumine coagulée par la chaleur.

L'alun, probablement en conséquence de l'excès d'acide qu'il contient, coagule l'albumine, mais il n'agit pas sur les solutions très-étendues. Une partie d'albumine sur 500 d'eau est légèrement troublée par une solution d'alun, mais il ne se forme pas de précipité.

4. L'albumine est coagulée par plusieurs sels métalliques. La solution de muriate de mercure corrosif, qui n'a pas d'action sur la gélatine ou le mucus, est un réactif délicat pour reconnoître la présence de l'albumine. Une seule goutte de solution, ajoutée à une liqueur qui ne contient seulement que $\frac{1}{1000}$ de son poids d'albumine, la rend visiblement laiteuse, et au bout de quelques heures, il se forme un précipité floconneux. Le même réactif produit un effet sensible sur un liquide qui ne contient seulement que $\frac{1}{2000}$ d'albumine.

Cependant la solution de sublimé corrosif ne sépare pas toute l'albumine, à moins que l'on n'emploie la chaleur. Le précipité est un composé du sel métallique avec l'albumine, dans la proportion d'environ 1 du premier et 3 ou 4 du second. On peut donc, d'après la quantité du sublimé corrosif nécessaire pour dé-

composer entièrement une solution d'albumine, conclure la quantité qui y existe; car 3 parties de sel entièrement décomposées indiquent 10 $\frac{1}{3}$ d'albumine.

Le nitro-muriate d'étain précipite l'albumine, mais moins bien que le sel précédent. L'eau qui contient $\frac{1}{100}$ d'albumine n'est altérée par ce sel qu'au bout de plusieurs heures, et alors la liqueur devient laiteuse. Le nitrate d'argent précipite l'albumine, mais ce moyen est équivoque, parce que ce sel précipite aussi le muriate de soude. Le nitro-muriate d'or forme un précipité dense dans une solution qui contient seulement $\frac{1}{1000}$ d'albumine. Le sur-acétate de plomb occasionne un coagulum dense et très-abondant.

5. Les solutions d'albumine sont précipitées par le tannin. Quand on y ajoute une infusion de noix de galle, qui ne retient seulement que $\frac{1}{1000}$, il ne se produit aucun effet, mais il se fait un précipité. Quand on verse de l'infusion de tannin dans une solution concentrée d'albumine, le précipité a la consistance de la poix : il n'est pas susceptible de se putréfier; et quand il est sec, il casse comme du cuir trop tanné.

6. L'albumine, de quelque manière qu'elle ait été coagulée, paroît ne se putrifier que très-lentement. M. Hatchett en garda pendant plusieurs mois sous l'eau, sans qu'elle semblât manifester de tendance à la putréfaction. D'après Scheele, il se dissout dans les acides étendus une petite quantité d'albumine coagulée, qui est précipitée par les mêmes acides concentrés. En gardant de l'albumine pendant quelques mois dans de l'acide nitrique étendu, M. Hatchett l'a convertie en une substance soluble dans l'eau, et qui présente les caractères de la gélatine.

On a proposé plusieurs théories sur la cause de la coagulation de l'albumine, mais la plus probable paroît être celle du docteur Thomson (1). Il suppose que la fluidité de l'albumine dépend de la présence d'une matière alcaline, et sa coagulation, de la perte de cet alcali ou de sa saturation par d'autres substances. Cette opinion a été confirmée par des expériences récentes de M. Brande (2). Quand il exposa le blanc d'œuf à l'action d'une batterie galvanique, il se fit une coagulation rapide autour du fil négatif; tandis que l'on aperçut seulement de petits filets autour du fil positif. Ce précipité, plus abondant au pôle négatif, paroît être dû à la séparation d'un alcali; et comme il exige, pour se produire, un pouvoir électrique considérable, il s'ensuit que l'extraction rapide de l'alcali est nécessaire à la coagulation parfaite de l'albumine.

D'après cela, le blanc d'œuf est un composé d'albumine, d'alcali et d'eau. Quand on le chauffe, l'alcali se porte sur l'eau, et l'albumine devient insoluble. La liqueur alcaline qui se produit ainsi, réagit sur l'albumine et en dissout une petite quantité. Quand l'alcool ou les acides coagulent le blanc d'œuf, l'effet est dû à un semblable transport d'alcali.

Quand on exposa la partie non coagulable du blanc d'œuf à l'action d'une forte batterie galvanique, on trouva de la soude dans le godet négatif, et de l'acide muriatique avec de l'albumine coagulée au pôle positif. D'après cela, l'albumine fluide contient de la soude libre et du muriate de soude. Dans les expériences

(1) *Système de chimie*, IX, pag. 22.
(2) *Phil. Trans.* 1809.

de M. Hatchett, 500 grammes d'albumine sèche donnèrent 74 ½ de charbon, dont 11 ½ de matière saline composée, outre les sels dont nous avons parlé, de phosphate de chaux, de phosphate et de carbonate de soude. D'après les recherches de M. Brande, il paroît que le galvanisme peut être employé pour découvrir de très-petites quantités d'albumine, que l'on ne peut rendre sensibles par aucun autre moyen. Dans ce cas, il a produit quelquefois une coagulation rapide au pôle négatif dans plusieurs fluides animaux dans lesquels on suppose que l'albumine existe. M. Home a trouvé aussi que l'albumine est coagulée par un appareil galvanique dont le pouvoir est si petit, qu'il n'affecte que les électromètres les plus délicats, et il a proposé, d'après cette propriété, l'albumine pour reconnoître la présence d'une petite quantité d'électricité (1).

SECTION III.

Mucus.

Le terme *Mucus* a été employé d'une manière vague et générale jusqu'au moment où M. Hatchett, dans son *Mémoire sur les parties composantes des mem-*

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard, (*loc. cit.*) ont trouvé l'albumine formée de

Carbone. . .	52,883
Oxigène. . .	23,872
Hydrogène. .	7,540
Azote. . . .	15,705
	100.

(*Note du traducteur.*)

branes (1), l'a restreint à un sens moins étendu. Il considère la gelée et le mucus comme des modifications de la même substance, et non comme essentiellement différentes l'une de l'autre. Il donne le nom de *Mucus* à la substance animale qui est soluble dans l'eau froide, et ne peut prendre la forme gélatineuse. Cependant le docteur Bostock a cherché à prouver que le mucus est un fluide distinct, caractérisé par beaucoup de propriétés très-différentes de celles de la gélatine animale (2). Fourcroy et Vauquelin ont admis aussi qu'on doit les considérer comme deux corps différens (3). Ils emploient le mot de *Mucus* pour désigner l'humeur qui baigne la bouche, l'ésophage, l'estomac, et en général toutes les cavités et les passages du corps. Ils supposent que cette substance diffère des gommes végétales, en ce qu'elle contient un peu de nitrogène. Ils sont pendant beaucoup moins précis dans la description de ses caractères, que l'Auteur anglois.

Le docteur Bostock s'est servi, dans ses expériences, de la salive, dissoute dans l'eau par agitation. En élevant la température à 100°, il ne se produisit pas de coagulation ; et quand le liquide fut évaporé et exposé au froid, il ne montra pas de tendance à se gélatiner.

L'addition de nitro-muriate d'étain et de mercure, ou l'infusion de noix de galle, ne produisoient pas d'effet distinct dans la solution de mucus ; le sur-acétate de plomb la rend sur-le-champ opaque, et au bout

(1) *Phil. trans.*, 1800.

(2) *Nichol. Journ.*, XIV, et XII.

(3) *Annales de chimie*, LXVIII.

de quelque temps il s'y forme un précipité. Alors l'effet que produisent le tannin et le sur-acétate de plomb, établissent une différence essentielle entre le mucus et la gélatine. Le tannin est le réactif le plus délicat de la gélatine, mais il n'a que peu d'action sur le mucus. Au contraire, l'acétate de plomb est un réactif très-sensible du mucus, et il ne l'est pas de la gélatine; et le muriate de mercure corrosif, qui indique de très-petites portions d'albumine, n'a pas d'action sur la gélatine et le mucus.

Cependant le docteur Bostock n'a pu jusqu'à présent trouver un moyen de déterminer exactement la proportion du mucus dans un composé fluide. Un grand obstacle à ce moyen est que le mucus paroît toujours contenir, outre une matière animale, du muriate de soude qui agit sur les réactifs que l'on emploie; de sorte qu'il est impossible de savoir à quelle cause on doit rapporter les effets produits. M. Brande a trouvé que le précipité formé dans le mucus par l'acétate de plomb et le nitrate d'argent, consiste en phosphates et muriates de ces métaux. Il a obtenu de 1000 parties de salive 120 de résidu sec, dont 12 de matières salines. La proportion des sels dans le mucus de la trachée-artère étoit même plus considérable. Cette variété de mucus n'étoit coagulée ni par la chaleur, ni par l'alcool et les acides.

Pour obtenir le mucus séparé des sels neutres, M. Brande a tenté de les décomposer par l'électricité. Dans cette vue, il plaça un mélange de salive et d'eau dans un vase intermédiaire entre deux autres qui contenoient de l'eau seulement (*i*, *Fig.* 82, *Pl.* IX), et qui étoient réunis, l'un avec le pôle positif, l'autre avec le

fil négatif d'un appareil galvanique. Des fibres de coton réunissoient le vase central avec les deux autres. Environ au bout de dix minutes, il se forma une grande quantité de coagulum blanc sur le coton du côté négatif, mais non au pôle positif. Et il paroît alors que l'albumine est une partie constituante de la salive, quoique l'on ne puisse la découvrir par les moyens ordinaires. Il se sépare de l'alcali au pôle négatif; et, d'après cela, M. Brande est disposé à considérer le mucus comme un composé d'albumine et de muriate de soude, ou d'albumine et de soude pure. Cependant tout ce sujet est très-obscur, et demande, pour être éclairci, un grand nombre d'expériences.

Quand on évapore du mucus à siccité à une légère chaleur, il n'éprouve pas de changement : on obtient une substance demi-transparente comme la gomme, et qui, comme elle, est soluble dans l'eau froide. L'alcool ni l'éther ne la peuvent dissoudre. Elle donne, à la distillation, les produits ordinaires des matières animales.

SECTION IV.

Fibrine, ou *Gluten animal.*

La fibrine forme la base des parties musculaires et charnues des animaux, et reste combinée avec l'albumine, quand on a enlevé par l'eau toutes les substances solubles. On peut aussi l'obtenir du sang, en plaçant le coagulum sur un linge, et versant de l'eau dessus, jusqu'à ce qu'il ne reste plus qu'une matière fibreuse blanche.

M. Hatchett a obtenu la fibrine, pour la soumettre

à des expériences, en faisant digérer des morceaux de muscles de bœuf pendant quinze jours dans l'eau, qu'il changeoit chaque jour, et en opérant à une température qui ne pouvoit favoriser la putréfaction. Il fit alors bouillir les morceaux de muscles pendant cinq heures chaque jour, durant trois semaines, en changeant l'eau après chaque ébullition; et enfin le résidu fut soumis à la presse, puis séché au bain marie.

La fibrine possède les caractères suivans :

1. Elle a une couleur blanche, est insipide et inodore. Elle est molle et élastique, et prend une couleur foncée par la dessiccation.

2. Elle n'éprouve pas de changement quand on l'expose à l'air à l'état humide, et n'est pas altérée quand on la garde long-temps sous l'eau.

3. Quand on la chauffe, elle se contracte et s'agite comme de petits morceaux de corne, en exhalant en même temps une odeur semblable au cuir brûlé. Exposée à une forte chaleur en vaisseaux clos, elle donne de l'eau, du carbonate d'ammoniaque, une huile très-épaisse et fétide, et des gaz acide carbonique et hydrogène carburé. Elle laisse plus de charbon que ne le font l'albumine et la gélatine.

4. Elle est insoluble dans l'eau (excepté dans le digesteur de Papin), ainsi que dans l'alcool, l'éther et les huiles.

5. Elle se dissout facilement dans les acides. L'acide en dissolvant la fibrine, acquiert une couleur brun foncé, il se précipite du charbon, et il se forme de l'acide acétique; l'acide muriatique la convertit en une gelée verte. Les acides acétique, nitrique, oxalique et

tartarique la dissolvent, et quand les solutions sont concentrées, elles prennent la forme de gelée.

6. Les alcalis précipitent la fibrine des solutions acides à l'état de filets solubles dans l'eau chaude et qui ressemblent à la gélatine pour leurs propriétés.

7. L'acide nitrique étendu sépare une plus grande quantité de nitrogène de la fibrine, que de toutes les autres matières animales. La portion dissoute, concentrée par l'évaporation, et dissoute de nouveau dans l'eau chaude, est précipitée par le tannin, et le nitromuriate d'étain, et possède tous les caractères apparens de la gélatine. Quand la fibrine reste long-temps en digestion dans l'acide nitrique étendu, elle se convertit en partie en une espèce de matière grasse, qui vient nager à la surface. Cette huile concrète contient un grand excès d'acide, dont on peut la débarrasser en la fondant une ou deux fois dans l'eau. On peut séparer du résidu, par évaporation, une certaine quantité d'acide oxalique.

8. Les solutions concentrées de potasse et de soude, dissolvent la fibrine; il se dégage de l'ammoniaque, et il se forme un composé semblable au savon.

Il paroît par la comparaison des propriétés de l'albumine et de la fibrine, que ces deux corps ont une ressemblance assez grande entre eux. La solution nitrique de ces deux substances possède les propriétés caractéristiques de la gélatine. Cependant l'ammoniaque en grand excès précipite de la solution de la fibrine, des oxalates et des phosphates de chaux. Ce dernier sel existoit dans la fibrine, mais l'acide oxalique est un produit de l'opération. L'eau qui a bouilli sur la fibrine,

contient outre la gélatine, une certaine quantité de phosphate de soude et même de phosphate de chaux. La chaux existe donc dans la fibrine à l'état de phosphate, et dans un autre état dans lequel il est susceptible de s'unir à l'acide oxalique, par exemple à celui de carbonate. Cependant il existe beaucoup de différence entre la fibrine des animaux de différens âges. Ainsi M. Hatchett a trouvé que la fibrine de veau contenoit beaucoup d'oxalate de chaux, et beaucoup moins de phosphate que celle obtenue du bœuf (1).

Section V.

Urée.

I. On peut obtenir l'urée par le procédé suivant: évaporez à une légère chaleur, de l'urine humaine dans une cornue, à la consistance d'un sirop épais. A cet état elle se concrète par le refroidissement en une masse cristalline. Versez sur cette masse à différentes reprises quatre fois son poids d'alcool, et appliquez une légère chaleur qui effectuera la solution de la plus grande portion. Décantez la solution alcoolique et distillez-la au bain de sable jusqu'à la consistance de sirop, retirez alors cette liqueur épaisse, et il se formera par

(1) La fibrine contient d'après MM. Gay-Lussac et Thenard (*loc. cit.*)

Carbone. . . .	53,360
Oxigène. . . .	19,685
Hydrogène. . .	7,021
Azote.	19,934
	100.

(*Note du traducteur*).

le refroidissement, une substance cristallisée qui est l'urée.

II. 1. L'urée a la forme de plaques cristallines, qui se croisent l'une sur l'autre en diverses directions. Elle a une couleur blanc jaunâtre, une odeur quelquefois semblable à celle de l'ail, elle est visqueuse, difficile à couper, et a une saveur âcre très-forte. Quand on l'expose à l'air, elle se convertit en une matière brune épaisse. Elle est extrêmement soluble dans l'eau, et absorbe du calorique pendant sa solution. L'alcool la dissout facilement, mais en moindre proportion que l'eau, et cette solution donne plus facilement des cristaux que la solution aqueuse.

2. La solution concentrée d'urée dans l'eau, donne, par l'addition de l'acide nitrique, un précipité abondant de cristaux gris-perle, ressemblant à l'acide boracique. Il n'y a pas d'autres acides qui produisent cet effet singulier.

3. La solution concentrée d'urée dans l'eau, est brune, mais elle devient jaune quand elle est très-étendue. L'infusion de noix de galle lui donne une couleur brun jaunâtre, mais elle n'y forme pas de précipité; elle n'est pas précipitée non plus par le tannin.

4. Quand on chauffe l'urée, elle se fond, se gonfle, et s'évapore en exhalant une odeur fétide insupportable. Elle donne par la distillation plus des deux tiers de son poids de carbonate d'ammoniaque, environ un quart d'acide benzoïque et en outre du gaz hydrogène carburé: et un résidu composé de charbon et de muriate de soude et d'ammoniaque.

5. La solution aqueuse d'urée se putréfie, et se décompose lentement, mais elle le fait beaucoup plus

rapidement quand on ajoute un peu de gélatine. Il se produit par cette décomposition de l'ammoniaque et de l'acide acétique. Quand au lieu de laisser putréfier cette solution, on la garde bouillante, et que l'on ajoute de nouvelle eau à mesure qu'il s'en perd par l'évaporation l'urée se décompose en entier. En condensant la vapeur, on trouve qu'elle contient du carbonate d'ammoniaque, il se forme aussi de l'acide acétique, et il reste du charbon dans le fluide contenu dans la cornue. Les manufacturiers qui ont distillé l'alcali volatil de l'urine, dans des procédés en grand, se sont bien assurés que l'on obtient une quantité égale d'ammoniaque, soit que l'urine ait souffert ou non la putréfaction.

6. Quand on distille un mélange d'urée avec le quart de son poids d'acide sulfurique étendu, il paroît à la surface une huile qui se concrète par le refroidissement, il passe de l'acide acétique, et il reste du sulfate d'ammoniaque dans le récipient. En répétant une seconde fois cette opération, on convertit toute l'urée en ammoniaque et en acide acétique.

7. L'acide nitrique agit rapidement sur l'urée, il se dégage des gaz nitreux, azote, et acide carbonique, et il se forme de l'acide prussique, et de l'ammoniaque. Ce résidu chauffé après sa dessiccation, détone comme le nitrate d'ammoniaque.

8. L'acide muriatique dissout l'urée, sans la décomposer. Quand on fait passer au travers d'une solution d'urée, un courant de gaz acide oxi-muriatique, ce gaz est rapidement absorbé, et il se forme des flocons blancs, qui deviennent bruns. Quand la solution est saturée de gaz, l'effervescence continue, et il se dégage des gaz nitrogène et acide carbonique. Le liquide

qui reste contient du carbonate et du muriate d'ammoniaque.

9. L'urée est soluble dans les solutions alcalines, et il se fait en même temps une décomposition partielle. Il se dégage une forte odeur d'ammoniaque, probablement par l'action de la potasse sur le muriate d'ammoniaque que contient l'urée. Cependant, quand on triture la potasse solide avec de l'urée, on ne peut expliquer le dégagement d'ammoniaque de cette manière; il faut supposer alors que l'alcali volatil se forme par l'union de ses élémens. Une solution concentrée de potasse, chauffée avec l'urée, produit un effet semblable; il se forme une très-grande quantité d'ammoniaque; et quand on délaye le résidu avec l'eau, il se produit une vive effervescence par le dégagement de l'acide carbonique; il se forme un précipité floconneux qui possède les propriétés d'une huile concrète, et la liqueur distillée donne des acides acétique et benzoïque.

10. L'urée a la propriété de changer la forme des cristaux du muriate de soude et du muriate d'ammoniaque. Quand on mêle une solution du premier sel avec une d'urée, il se forme des cristaux octaèdres, et au contraire le muriate d'ammoniaque dans les mêmes circonstances, prend la forme de cubes.

Parmi tous les fluides animaux, l'urée paroît être celui qui souffre le plus facilement la décomposition spontanée par un arrangement différent de ses élémens, et par l'action des autres substances. Fourcroy et Vauquelin, d'après un examen attentif des produits de la distillation de l'urée, ont donné les proportions suivantes, que l'on ne doit regarder cependant que comme

une approximation. Elle consiste, sur 100 parties, en

Oxigène....	39,5
Nitrogène..	32,5
Carbone...	14,7
Hydrogène..	13,3
	100.

SECTION VI.

Résines animales.

Les propriétés des *Résines animales* n'ont pas été bien étudiées; mais cependant, d'après l'examen que l'on en a fait, elles semblent différer beaucoup de toutes celles du règne végétal.

La résine de la bile peut être obtenue par le procédé suivant. A 32 parties de bile récente, ajoutez-en une d'acide muriatique concentré; au bout de quelques heures, agitez le mélange pour séparer un coagulum blanc; versez la liqueur filtrée, qui a une couleur vert clair, dans un vase de verre, et l'évaporez à une légère chaleur; à un certain point de concentration, il se formera un sédiment vert, qui, après avoir été séparé de la partie liquide et lavé, donnera la résine.

1. La résine de bile a une couleur brun foncé; mais quand on l'étend en couches minces sur une pierre blanche, elle présente un vert brillant. Elle est extrêmement amère.

2. Elle se fond à environ 50°, et brûle rapidement à une haute température. Elle est soluble dans l'eau

chaude et dans l'eau froide, et beaucoup plus dans l'alcool, d'où elle est précipitée en partie par l'eau.

3. Les alcalis purs s'y combinent et forment un composé que l'on a comparé au savon. Les acides la séparent sans changement de cette combinaison.

4. Quand on oxigène la bile en y versant de l'acide oxi-muriatique, les propriétés de la résine sont très-altérées; elle acquiert la couleur et la consistance du suif; elle fond à 40°, et se dissout dans l'alcool et l'eau chaude.

Outre cette résine, il y a plusieurs autres substances animales qui possèdent des propriétés semblables. Telles sont le cerumen, l'ambre gris, le castor, etc. Le lecteur qui voudroit des détails sur ces substances, peut consulter le neuvième volume de *la Traduction du système de Chimie* de Thomson.

SECTION VII.

Sucre animal.

Le *Sucre* entre en grande quantité dans la composition du lait et de l'urine, quand elle est altérée par une maladie particulière. On peut l'obtenir du lait par le procédé suivant.

I. Evaporez du lait à consistance de miel, et laissez-le refroidir, il se concrètera une masse solide qui doit être dissoute dans l'eau clarifiée avec des blancs d'œuf, filtrée et évaporée à consistance de sirop. Par le refroidissement, il se déposera un grand nombre de petits cristaux blancs brillans, qui sont le sucre de lait.

1. Ce sucre a une saveur sucrée et pas d'odeur.

2. Il exige pour sa solution six parties d'eau froide

ou quatre d'eau bouillante ; il est soluble aussi dans l'alcool. Il diffère, pour ces propriétés, du sucre ordinaire, et aussi par l'action qu'exerce sur lui l'acide nitrique, et que nous avons décrite à l'article de l'acide saccolactique.

3. Exposé à la chaleur, il se fond et brûle avec les mêmes apparences que le sucre et avec une odeur semblable.

II. L'urine des diabétiques donne, par l'évaporation, du sucre qui se rapproche, pour ses propriétés, du sucre végétal, mais que l'on dit en général être incapable de cristalliser. Cependant, en exposant la solution pendant quelque temps à l'air, et enlevant de temps à autre l'écume qui s'étoit formée à la surface, j'ai obtenu de beaux cristaux blancs, semblables à ceux du sucre végétal.

SECTION VIII.

Huiles animales.

Les *Huiles animales* diffèrent des huiles végétales, en ce qu'elles sont généralement solides à la température de l'atmosphère; mais, du reste, elles leur ressemblent pour leurs autres propriétés. On peut ranger parmi les huiles animales le beurre, le suif, le lard, le spermacéti, etc.

I. Le *Spermacéti* a quelque ressemblance avec la cire, mais il en diffère pour plusieurs propriétés. Il se fond plus facilement, c'est-à-dire, à 53° centigrades, est moins soluble dans l'alcool bouillant dont il exige 150 fois son poids. Il est dissous en grande quantité par l'éther bouillant, et la solution devient solide par

le refroidissement. La potasse pure agit sur cette substance beaucoup plus que sur la cire, et le composé est plus soluble. La solution chaude du spermacéti dans l'ammoniaque donne un liquide qui n'est pas précipité par le refroidissement ou par l'addition de l'eau, mais qui est décomposé par les acides.

II. La conversion des muscles en une substance ressemblant au *spermacéti*, et nommée *Adipocire* par les Chimistes françois, nous présente un exemple frappant de la production des huiles animales par la partie charnue ou musculaire des animaux. Pour effectuer cette conversion, il suffit de placer de la chair musculaire dans une fosse où il y a plusieurs trous, sous la surface d'une eau courante. Quand elle est ainsi renfermée, ce changement a lieu spontanément dans l'espace de quelques mois; mais on peut l'opérer beaucoup plus promptement en faisant digérer de la chair musculaire dans l'acide nitrique concentré, et enlevant l'acide par les lavages avec l'eau, jusqu'à ce qu'elle sorte insipide. La substance ainsi obtenue peut être blanchie par le gaz acide muriatique oxigéné.

L'adipocire a une couleur jaune légère, la consistance du suif et une texture homogène : il se fond à une chaleur inférieure à celle du précédent, c'est-à-dire, à 33°. L'alcool froid a peu d'action sur lui; mais, quand il est chauffé, il en dissout environ un quart ou un cinquième de son poids. Par le refroidissement, l'adipocire déposé est à peu près blanc; et l'alcool conserve une teinte jaune. L'éther bouillant en dissout environ un quart de son poids, qui se sépare par le refroidissement, et qui a beaucoup gagné en blancheur. Les alcalis fixes agissent sur cette substance, comme sur la cire et le sper-

macéti. L'ammoniaque froid le dissout à peine ; et, sous ce rapport, cette substance diffère de la précédente.

III. Le *gras* des animaux peut être séparé des substances membraneuses et de quelques autres avec lesquelles il est uni, en le fondant à une légère chaleur, avec une petite quantité d'eau. Le gras qui a été ainsi préparé, se nomme *lard*, quand il a une consistance molle, et *suif*, quand il est plus dur. Le gras que l'on obtient de la baleine et de quelques autres animaux est fluide, et porte le nom d'huile animale.

Le gras est insipide et sans odeur. Il ne peut se combiner ni avec l'eau ni avec l'alcool ; mais il forme un savon avec les alcalis. Il devient facilement rance par la formation d'un acide, ou plus probablement par l'oxigénation de la gélatine ou de quelques autres substances animales que le gras contient.

Le gras se fond à une chaleur modérée. Le lard devient fluide à environ 33° centigrades, et le suif à quelques degrés plus haut. A une température plus élevée, il est décomposé, et donne, entre autres produits, du gaz oléfiant en grande quantité. De là provient son emploi pour les illuminations.

Quand on fond le gras avec environ un sixième de son poids d'acide nitrique, le mélange reste fluide ; et quand on l'agite pendant quelque temps sans discontinuer, il se produit un changement considérable dans ses propriétés. Il se dégage des gaz oxide nitrique et nitrogène ; et cette graisse devient grenue, d'une consistance ferme et soluble dans l'alcool. On peut enlever par l'eau l'acide qui y est adhérent. Dans cet état, il a été appelé, par les Chimistes françois, *graisse oxigénée*.

Le gras fondu dissout le soufre et le phosphore. Il

s'unit aussi avec plusieurs oxides métalliques, et forme des composés qui ont une consistance à peu près solide.

SECTION IX.

Acides animaux.

Nous avons déjà décrit plusieurs des acides que l'on trouve dans les substances animales, c'est-à-dire, les acides phosphorique, sulfurique, muriatique, carbonique, benzoïque, acétique et malique. Outre ces acides, nous connoissons les suivans, qui forment une partie composante des substances animales, ou qui se forment quand on les traite par les agens chimiques.

I. *L'acide urique* ou *lithique* existe dans l'urine humaine, même dans l'état de maladie. La substance que dépose quelquefois l'urine, et que l'on nomme *Gravelle*, consiste, pour la plus grande partie, en acide urique, et cet acide forme aussi un des ingrédiens les plus ordinaires des calculs urinaires.

1. L'acide urique pur n'a ni couleur, ni saveur, ni odeur; il se dissout dans 1720 parties d'eau froide et 1150 d'eau bouillante, d'où la plus grande partie se dépose par le refroidissement. La solution rougit les couleurs bleues végétales, et se combine facilement avec les alcalis purs, mais elle ne produit pas d'effervescence avec les carbonates alcalins. Les solutions d'alcali fixe en excès dissolvent une grande quantité d'acide urique. Cependant les composés d'acide urique avec les alcalis appelés *Urates*, sont beaucoup moins solubles que l'acide lui-même. La combinaison d'acide urique avec la soude forme la partie principale des concré-

tions que l'on trouve près des jointures chez les goutteux.

2. L'acide nitrique dissout l'acide urique, et la solution colore la peau en violet. Quand on fait bouillir cette solution, il se dégage des gaz nitrogène et acide carbonique, et il se forme de l'acide prussique. En évaporant à siccité, il reste une masse rouge cassante. Par plusieurs distillations successives avec l'acide nitrique, l'acide urique est entièrement décomposé en donnant les mêmes produits que ci-dessus, et la liqueur restante dépose des cristaux que le docteur Pearson a trouvé être du nitrate d'ammoniaque. L'acide oxi-muriatique détermine la formation du muriate d'ammoniaque et des acides oxalique et malique.

3. Quand on distille l'acide urique, il se sublime environ un quart de son poids d'une substance jaune qui ne contient pas d'acide urique, mais un nouvel acide combiné avec l'ammoniaque. On obtient quelques gouttes d'une huile épaisse, du carbonate d'ammoniaque avec de l'acide prussique, de l'eau et du gaz acide carbonique. Il reste dans la cornue environ un sixième de charbon.

II. Il y a une substance bien connue des Médecins, qui se dépose des urines à quelques périodes des fièvres et d'autres maladies, et que l'on connoît sous le nom de *Sédiment briqueté*. Ce sédiment contient, d'après Proust, un mélange d'acide urique, de phosphate de chaux et un acide particulier qu'il nomme *Rosacique* à cause de sa couleur rose. Il observe que cet acide diffère principalement de l'acide urique, en ce qu'il est soluble dans l'eau froide, qu'il a peu de tendance à cristalliser, et qu'il précipite le muriate d'or en violet. Il ne paroît pas cependant que ces propriétés aient été vérifiées par aucun autre chimiste, et l'on doit jusqu'à

présent regarder comme douteuse l'existence de cet acide (1).

III. *L'acide amniotique* a été découvert par Fourcroy et Vauquelin dans l'eau de l'amnios de la vache, d'où il se sépare en cristaux blancs par une évaporation lente. Il est brillant, a une légère saveur acide, rougit les couleurs bleues végétales, est à peine soluble dans l'eau froide, mais facilement dans l'eau chaude, dont il se sépare en longs cristaux par le refroidissement. Il est aussi soluble dans l'alcool chaud. Il se com-

---

(1) M. Vauquelin (*Ann. Mus. d'his. nat.*, XVII.) a rendu, pendant une fièvre nervense, des urines très-acides, qui déposoient, par le repos, une matière d'une couleur rose très-foncée. Elle a commencé et fini avec la maladie, et M. Vauquelin pense qu'elle est plutôt l'effet que la cause de la maladie.

Il la traita par l'alcool, qui dissolvant la substance rose, devint rose, inclinant un peu au jaune, et laissa une matière, qu'il prouva être de l'acide urique.

L'alcool évaporé laissa un enduit de couleur cinabre, qui projeté sur les charbons ardens, dégagea une odeur d'urine, qui fut suivie d'une autre odeur piquante différente de celle que donnent ordinairement les matières animales.

La matière colorante est soluble en entier dans une petite quantité d'eau, et paroît déliquescente, puisqu'elle se ramollit même à l'air, après avoir été séchée.

La solution rougit le tournesol, et masque en partie la saveur des alcalis; elle ne précipite pas les terres alcalines, mais elle précipite l'acétate de plomb en rose léger.

La substance qui se précipite des urines, est donc une combinaison d'acide urique, et d'une matière particulière que M. Vauquelin regarde comme un acide, et dont les propriétés se rapprochent plus des matières végétales, que des matières animales.

Il pense aussi que c'est à la présence de cet acide que quelques calculs d'acide urique doivent leur couleur rose.

(*Note du traducteur.*)

bine facilement avec les alcalis et les terres, et forme des sels neutres d'où l'acide amniotique est précipité par les autres acides. Il ne décompose pas les carbonates alcalins, et ne précipite pas les sels terreux, ni les nitrates d'argent, de mercure et de plomb. Il est décomposé à une forte chaleur, et donne de l'ammoniaque, de l'acide prussique et un charbon volumineux.

IV. *L'acide lactique* forme une partie composante du lait aigri, d'où on peut l'obtenir en évaporant environ au huitième, filtrant pour séparer le caseum et ajoutant de l'eau de chaux au résidu. Il se forme un précipité terreux composé de chaux et d'acide lactique d'où l'on sépare la chaux au moyen de l'acide oxalique, et on obtient l'acide lactique impur dans la liqueur. Evaporez alors à consistance de miel, versez dessus de l'alcool et filtrez la solution. Quand on a séparé l'alcool par la distillation, l'acide lactique reste pur.

L'acide a une couleur jaune, n'est pas susceptible de cristalliser, et attire l'humidité de l'air. Il se combine avec les alcalis et les terres, et forme des sels déliquescens. Il dissout le fer et le zinc avec dégagement de gaz hydrogène, et s'unit avec les oxides des autres métaux. Il ressemble beaucoup à l'acide acétique pour la plupart de ses propriétés; et des expériences récentes ont démontré que ce n'est réellement que cet acide tenant en solution une portion de matière extractive et des sels qui masquent ses propriétés. (*Nich. Journ.* x, page 264).

V. On forme *l'acide sacco-lactique* en versant sur du sucre de lait en poudre, dans une cornue tubulée, quatre fois son poids d'acide nitrique, et évaporant une

grande partie de la liqueur. En la laissant cristalliser, on obtient de l'acide oxalique; mais si au contraire on étend le liquide avec un peu d'eau, il se forme un sédiment blanc que l'on peut laver par décantation.

On peut l'obtenir aussi en versant sur une partie de gomme arabique, dans une cornue tubulée, deux parties d'acide nitrique. Chauffez jusqu'à ce qu'il se dégage un peu de gaz nitreux et d'acide carbonique; et laissant alors refroidir le mélange, il se sépare graduellement une poudre de dessus laquelle on décante le liquide. Cette poudre, lavée plusieurs fois à froid, est l'acide saccolactique.

Cet acide est à peu près quatre fois plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Il exige 60 parties d'eau chaude. La solution est acide et rougit la teinture de litmus. Lorsqu'elle est bouillante, elle décompose les carbonates alcalins avec effervescence, et s'unit facilement avec les alcalis et les terres formant un genre de sels appelés *Saccolates*. Il donne, avec la potasse, un sel soluble dans huit fois son poids d'eau chaude, et qui cristallise par refroidissement; et avec la soude, un sel soluble, et qui exige cinq parties d'eau pour se dissoudre.

L'acide saccolactique est décomposé quand on le chauffe au rouge; il donne une liqueur acide incolore, qui dépose des cristaux aiguillés. Il se forme aussi une huile empyreumatique et une grande quantité de gaz acide carbonique et hydrogène carburé. Il reste dans la cornue une grande quantité de charbon.

VI. On peut obtenir *l'acide sébacique* de plusieurs graisses animales. Le procédé le plus simple pour le séparer est dû à Guyton. Ajoutez à du lard de cochon

fondu dans une casserole de fer, de la chaux en poudre, et remuez le mélange pendant quelques minutes en élevant la température jusqu'à la fin de l'opération; après le refroidissement, vous trouverez que la graisse a moins de solidité. Versez dessus une grande quantité d'eau, faites bouillir et filtrez ensuite la liqueur, il se séparera, par le refroidissement, un sel formé de chaux et d'acide sébacique. Ce sel est impur et contient une huile dont vous pourrez le séparer à une chaleur suffisante pour la décomposer. Redissolvez le résidu, et faites-le cristalliser; distillez, après l'avoir séché, avec un tiers de son poids d'acide sulfurique étendu d'eau; vous vous assurerez que votre acide ne contient pas d'acide sulfurique, s'il forme, avec l'acétate de plomb, un précipité soluble dans l'acide nitrique.

1. L'acide sébacique est liquide, blanc, a une odeur pénétrante, et rougit les couleurs bleues végétales.

2. Par la distillation, il devient jaune, donne de l'acide carbonique, et est en partie décomposé.

3. Il s'unit avec les alcalis; et quand on le mêle avec l'acide nitrique, il dissout l'or.

4. Avec le nitrate et l'acétate de plomb, il donne un précipité soluble dans l'acide acétique. Il décompose aussi le muriate de mercure.

D'après Thenard, l'acide que nous venons de décrire n'est que de l'acide acétique contenant un peu d'acide sulfureux; et, d'après lui, il y a un autre acide qui n'étoit pas connu, et qui est réellement l'acide sébacique. On peut l'obtenir en distillant d'abord la graisse, et lavant le produit avec de l'eau froide. Quand on verse, dans cette solution aqueuse, de l'acétate de plomb, il se forme un précipité que l'on doit chauffer

dans une cornue avec de l'acide sulfurique. Il ne passe pas d'acide, mais on voit flotter à la surface du liquide, dans la cornue, une substance ressemblant à de la graisse, que l'on sépare, et que l'on lave avec de l'eau bouillante. L'eau la dissout en entier, et elle se concrète par le refroidissement.

L'acide sébacique ainsi obtenu a une couleur blanche, est sans odeur, a une saveur légèrement acide, et rougit l'infusion de litmus. Quand on le chauffe, il se fond comme de la graisse : l'eau qui en est saturée devient solide par le refroidissement.

L'alcool le dissout en grande quantité; il précipite les nitrates et acétates de mercure et de plomb et le nitrate d'argent. Il neutralise les alcalis, et forme des sels solubles qui ne décomposent pas les solutions de chaux, de barite et de strontiane. Il peut se volatiliser, mais il exige une température plus élevée que l'acide benzoïque, auquel il ressemble par plusieurs propriétés.

VII. *L'acide prussique* se forme principalement pendant la décomposition des substances animales à une haute température. Il faut, pour l'obtenir, mêler trois parties de sang évaporé à siccité dans une capsule de fer, avec une partie de sous-carbonate de potasse, et calciner dans un creuset que l'on ne doit remplir qu'aux deux tiers, et couvrir simplement avec un couvercle. On continue la calcination à un feu modéré tant que l'on aperçoit une flamme bleue qui sort du creuset; et quand elle devient très-foible, l'opération est achevée. Versez alors sur la masse chaude 10 ou 12 parties d'eau, laissez le mélange en repos pendant quelques heures, puis faites-le bouillir dans une chaudière de fer; filtrez

la liqueur, et continuez à verser de l'eau sur la masse aussi long-temps qu'elle prendra de la saveur; ajoutez à cette solution une autre composée de deux parties d'alun et d'une de sulfate de fer, dans huit ou dix parties d'eau bouillante, et ajoutez-en tant qu'il se produira une effervescence; lavez plusieurs fois le précipité avec de l'eau bouillante, et vous obtiendrez une couleur verte; mais en ajoutant une quantité d'acide muriatique égale en poids au double du sulfate de fer employé, vous aurez une belle couleur bleue. Lavez alors avec de l'eau, et séchez à une légère chaleur, vous aurez la couleur appelée *Bleu de Prusse*, qui consiste en un mélange de prussiate de fer et d'alumine. Nous avons décrit ci-dessus ses propriétés (chap. XVIII, sect. 8, v).

On peut obtenir l'acide prussique du prussiate de fer, par le procédé suivant imaginé par Scheele.

Mêlez 100 grammes d'oxide rouge de mercure préparé par l'acide nitrique, avec 200 de bleu de Prusse en poudre très-fine, et faites bouillir le mélange avec 1200 grammes d'eau dans une bouteille de verre, en agitant fréquemment; filtrez, tandis qu'elle est chaude, la solution qui contient du prussiate de mercure; et quand elle est froide, ajoutez-y 100 grammes de limaille de fer et 10 ou 12 grammes d'acide sulfurique; agitez le mélange, décantez la liqueur claire, et distillez-la au quart dans une cornue (1).

---

(1) M. Gay-Lussac (*Annales de Chimie*, LXXVII, pag. 128), a prouvé que l'acide prussique n'étoit point un gaz permanent, mais un liquide très-volatil.

Quand il est mêlé avec l'air, il en augmente l'élasticité, et

La liqueur distillée est l'acide prussique, qui a une odeur particulière, une saveur douce, et qui ne rougit pas la teinture de litmus, mais qui se combine aux alcalis et aux terres.

L'acide prussique a les propriétés suivantes :

---

déprime fortement la surface du mercure. Voici le procédé qu'a employé l'auteur pour obtenir l'acide prussique pur.

On met du prussiate de mercure dans une cornue tubulée, de laquelle part un tube qui plonge dans une petite bouteille, aussi tubulée, qui renferme un mélange de craie et de muriate de chaux, destinés, le premier à absorber l'acide muriatique, et celui-ci à retenir l'eau ; un tube part de ce flacon, et se rend dans un second contenant du muriate de chaux, et enfin le tube partant de ce flacon se rend dans un troisième, bouché à l'émeri et destiné à recevoir l'acide prussique ; on entoure tous les flacons d'un mélange d'une partie de sel et de deux de glace, et on verse de l'acide muriatique fumant dans la cornue ; en chauffant légèrement, il se forme dans la cornue des stries, comme avec l'alcool ; on arrête l'opération quand il passe de l'eau.

L'acide prussique surnage le muriate de chaux du premier flacon ; on enlève le tube qui communiquoit avec la cornue, on le bouche bien, puis on retire le mélange réfrigérant du premier flacon, que l'on chauffe à 30° ou 35° centigrades, et au bout de quelques heures, on agit de même pour le second flacon.

L'acide prussique obtenu est incolore et limpide comme l'eau, a une saveur fraiche, puis acre et irritante, et rougit foiblement le tournesol ; à 7° sa densité = 0,70583. Il bout à 26°,5 ; et à 10 il soutient une colonne de 0m 38 : à 20° il quintuple le volume de l'air.

Exposé à un mélange de deux parties de glace et une de sel, il prend une forme régulière, quelquefois celle du nitrate d'ammoniaque fibreux, et reste solide à — 15°.

Quand on en met une goutte sur un papier, il se congèle par sa propre évaporation. (*Note du traducteur.*)

1. Il a une saveur douce et une odeur semblable à celle des amandes amères.

2. Il ne rougit pas les couleurs bleues végétales.

3. Il décompose les sulfures, et coagule le savon.

4. Il sépare l'alumine de l'acide nitrique. L'acide muriatique oxigéné le décompose entièrement.

5. Il n'a pas une forte affinité pour les alcalis, car il ne les enlève pas à l'acide carbonique ; il ne produit pas d'effervescence quand on le verse dans les solutions de carbonates alcalins : au contraire ses combinaisons avec les alcalis et les terres sont décomposées par l'acide carbonique, même quand cet acide se trouve mélangé à d'autres gaz, comme dans l'air atmosphérique. Cependant l'acide prussique se combine facilement avec les alcalis purs, et forme des sels cristallisables.

6. Il ne précipite pas le fer en bleu, mais en vert, et ce précipité est soluble dans les acides. Les rayons de lumière rendent bleu ce précipité vert, ainsi que l'addition de fer métallique ou d'acide sulfureux.

VIII. Thenard a prouvé que *l'acide zoonique* n'est que de l'acide acétique tenant en solution une matière animale. Fourcroy et Vauquelin ont soumis *l'acide formique* à une suite d'expériences, d'où ils ont conclu que ce n'étoit qu'un mélange d'acides acétique et malique. Cette conclusion est opposée à celle que Suersen tiroit de ses expériences, car il cherchoit à prouver que c'est un acide particulier ; mais son identité avec l'acide acétique a été établie depuis. (*Ann. de Chimie*, LXIV, page 48).

CHAPITRE XXII.

Des Produits des animaux les plus compliqués.

Les diverses classifications des différentes substances qui composent le corps animal, sont entièrement arbitraires dans l'état présent de nos connoissances, et il doit être alors de peu de conséquence de savoir quel est l'ordre que l'on suit. La division la plus simple est celle qui les distribue en fluides et solides, et c'est aussi cet ordre que je suivrai dans la description de leurs propriétés individuelles. Cependant le plan de cet ouvrage ne comporte pas une histoire détaillée de tous les composés animaux ; et pour cette raison, je décrirai avec plus de détails ceux qui sont les plus intéressans par leur rapport avec la physiologie animale.

SECTION PREMIÈRE.

Du Sang. — Respiration, etc.

Le *Sang,* quand on l'examine à l'instant où il sort du corps, est un fluide homogène, visqueux au toucher, et d'une pesanteur spécifique, qui est à celle de l'eau comme 1053 ou 1126 est à 1000. Il s'en exhale une vapeur qui a une odeur particulière, et qui, lorsqu'elle est condensée, donne un liquide qui diffère essentiellement de l'eau. Au bout de quelques minutes, il paroît, à la surface, de petits filamens, et quelque temps après, toute la masse devient cohérente. Quand

on la laisse pendant quelque temps à cet état gélatineux, il se fait une séparation plus complète de ses principes. Des gouttes d'un liquide jaunâtre sortent de toute la surface de la masse, et enfin tout se sépare en deux portions, une substance rouge solide appelée *Cruor*, ou *Caillot*, et un liquide jaune nommé *Serum*. La proportion de ces parties varie beaucoup; le cruor est beaucoup plus abondant dans les animaux jeunes que dans ceux affoiblis par l'âge ou la maladie.

La période à laquelle cette coagulation a lieu, varie non-seulement selon les dispositions du sang lui-même, mais aussi selon les circonstances dans lesquelles il est placé. Elle a lieu d'autant plus promptement, que le vase est plus profond; mais on peut dire en général que l'effet a lieu environ en $3\frac{1}{2}$ minutes, et il est complet en 6. D'après Fourcroy, il se dégage du calorique pendant cette coagulation, mais ce fait ne paroît pas être assez certain.

Le *Serum* est un fluide homogène, d'une couleur jaune et quelquefois légèrement verdâtre. Il est onctueux au toucher, et a une saveur salée. Sa pesanteur spécifique est d'environ 1027. Quand on le chauffe à 86, et encore plutôt à 100°, il se convertit en une masse blanche ferme. Cet effet est dû à la coagulation de l'albumine, dont nous avons décrit ci-dessus les propriétés. Quand on coupe cette substance en petits morceaux, et qu'on la presse légèrement, on peut en obtenir une petite quantité d'une liqueur saline que l'on nomme *Sérosité*. Ce fluide a été regardé généralement comme tenant de la gélatine en solution; mais le docteur Bostock doute beaucoup de ce fait, et croit que c'est plutôt du mucus. Outre cette matière ani-

male, il contient aussi des sels neutres, c'est-à-dire, de la soude, du muriate et du phosphate de soude. La soude libre donne à la sérosité la propriété de verdir les couleurs bleues végétales.

Le caillot ou cruor se sépare en deux parties, celle que l'on nomme *Lymphe coagulable*, ou *Fibrine*, et les *Globules rouges*. La séparation peut être accomplie en lavant le tout long-temps avec de l'eau qui dissout seulement les globules rouges et laisse la fibrine. Cette fibrine diffère à peine de celle obtenue de la chair musculaire, mais ses propriétés sont essentiellement distinctes de celles de l'albumine coagulée.

La fibrine est à l'état de solution dans le sang, et l'on ne sait quelle est la cause de sa coagulation spontanée. Elle ne peut avoir lieu par l'absorption de l'oxigène, car ce gaz retarde la coagulation du sang. L'hydrogène la retarde aussi, mais l'acide carbonique, le gaz nitreux et le gaz nitrogène l'accélèrent. M. Hunter a trouvé que dans le *vide* elle a lieu comme dans l'air : il est difficile de concevoir dans quelles circonstances cette expérience a pu être faite. M. Hewson a trouvé que quand on intercepte le cours du sang, comme en liant une veine, le sang reste imparfaitement fluide pendant quelques heures. On a observé aussi que le sang continue d'être fluide dans des cas où la circulation est suspendue dans tout le système, comme dans l'évanouissement et dans des suffocations par submersion ou par d'autres causes. La coagulabilité de la fibrine est détruite aussi, sans que nous puissions en connoître la cause, dans les animaux tués par l'électricité ou le tonnerre, par un coup sur l'estomac, par le poison de la vipère et par de violentes passions de l'ame. Dans

quelques maladies, au contraire, sa tendance à la coagulation se trouve de beaucoup augmentée.

Les globules rouges du sang (la partie à laquelle sa couleur est due) a été observée attentivement et décrite avec beaucoup d'exactitude par Hewson. Ils ont la forme de globules assez visibles à l'aide du microscope. Il se dissolvent assez facilement dans l'eau et la colorent en rouge; ils sont solubles aussi dans les alcalis, les acides et l'alcool, mais non dans le sérum. La solution aqueuse verdit le sirop de violette, et dépose après quelque temps un précipité floconneux, dû sans doute à la coagulation de l'albumine, dont la présence est indiquée aussi par l'ébullition de la solution. Ils paroissent consister en albumine dissoute dans un excès de soude pure. Quand on les évapore, et qu'on les calcine dans un creuset, on obtient un résidu montant à peu près en poids au $\frac{4}{1000}$ de la matière solide, et composé, d'après Fourcroy et Vauquelin, de sous-phosphate de fer. Ils ont assigné au fer que contient le sang sa belle couleur rouge, mais probablement sans des raisons suffisantes (1).

Il n'est pas douteux que c'est sur les globules rouges du sang qu'agissent les différens gaz qui produisent des changemens remarquables dans la couleur du fluide lui-même. Le gaz nitrogène noircit le sang artériel; et d'après Girtann, il a la même action sur le sang veineux. D'après une expérience du docteur Priestley, il paroît que le gaz nitrogène éprouve une diminution de

(1) M. Thenard attribue à une matière animale la couleur du sang, et d'après lui il est impossible que cette couleur soit due au phosphate de fer. (*Note du traducteur.*)

volume par l'action du sang artériel. Ce même chimiste a trouvé que l'on pouvoit rendre au sang ainsi altéré sa couleur naturelle, en l'agitant avec du gaz oxigène, et que l'on peut à volonté reproduire ces changemens. Le gaz oxigène dans lequel on place du sang, diminue de volume et contient du gaz acide carbonique. L'air atmosphérique éprouve le même changement en conséquence de l'oxigène qu'il contient, mais dans un degré moins remarquable.

Le sang éprouve des changemens semblables dans sa circulation au travers des corps vivans. Dans les veines, il est d'un rouge obscur, inclinant au pourpre. Il arrive en cet état au ventricule droit du cœur, qui par sa contraction le pousse dans l'artère pulmonaire. Cette artère est distribuée par des ramifications extrêmement fines sur toute la surface des cellules aériennes des poumons, et dans ces organes le sang se trouve exposé à l'action de l'air atmosphérique, au travers des enveloppes fines des vaisseaux veineux. Il y acquiert une couleur de vermillon brillant, et en retournant au ventricule gauche du cœur par les veines pulmonaires, il est distribué dans tout le corps par la contraction de ce ventricule. Dans ce trajet il perd sa couleur vive, et après avoir traversé ce système, il retourne aux poumons, pour y remplir de nouveau les mêmes fonctions.

La fonction de la respiration consiste en deux actions distinctes; l'*inspiration* par laquelle l'air est introduit dans les poumons, et l'*expiration* par laquelle il est chassé après avoir servi à l'usage pour lequel il y étoit introduit. Il paroît aussi d'après les expériences récentes

de MM. Allen et Pepys (1), que la même quantité d'air est expirée avec peu de diminution. L'air atmosphérique après avoir été admis dans les poumons, se dégage chargé de 8 ou 8 ½ pour cent de gaz acide carbonique. Si l'on respire plusieurs fois la même portion d'air, on éprouve beaucoup de gêne, mais la quantité d'acide carbonique ne peut être portée à à plus de 0,10. Quand on examine avec l'eudiomètre l'air expiré, on trouve qu'il a disparu une quantité de gaz oxigène égale en volume (d'après les expériences exactes des mêmes chimistes), à l'acide carbonique qui a été formé. Mais comme il est prouvé que l'acide carbonique contient exactement son propre volume d'oxigène, il s'ensuit que tout l'oxigène qui disparoît est entré dans la formation de cet acide, et qu'il ne s'en est uni à l'hydrogène aucune quantité pour former de l'eau. Cependant on peut penser que l'oxigène est absorbé au travers des enveloppes des vaisseaux, et qu'il déplace l'acide carbonique que l'on peut supposer préexister dans le sang, ou que cet acide peut être formé par l'union de l'oxigène inspiré avec le carbone de ce fluide. De ces deux suppositions, la dernière paroît être la plus probable.

Le seul changement que l'on ait prouvé d'une manière bien satisfaisante, est la disparition d'une certaine quantité de gaz oxigène (le nitrogène restant sans altération), et la substitution d'une quantité précisément égale en volume, de gaz acide carbonique. Cependant MM. Allen et Pepys ont trouvé que quand on respire de l'oxigène pur, on ne peut tout retrouver dans cette combinaison, mais qu'une portion de l'oxi-

(1) *Phil. trans.* 1808.

gène a disparu, et a été remplacée par une quantité égale de nitrogène (1). Le même effet a lieu aussi quand on respire un mélange d'hydrogène et d'oxigène, dans lequel ce dernier gaz est dans la même proportion que dans l'air atmosphérique. Ce mélange peut être respiré pendant une heure sans inconvénient. La substitution du nitrogène à l'oxigène inspiré, est d'une grande importance, et tout à fait inexplicable dans l'état présent de nos connoissances.

Outre l'acide carbonique, il y a aussi une certaine quantité de vapeur aqueuse émise des poumons, et cette quantité est suffisante pour devenir visible quand la température est très-basse. D'après plusieurs expériences, on peut conclure qu'elle monte a environ 180 milligrammes par minute. On avoit supposé jusqu'ici que l'eau ainsi exhalée, se formoit dans les poumons par l'union de l'oxigène inspiré avec l'hydrogène du sang ; mais cette hypothèse ne peut s'accorder avec les expériences récentes de MM. Allen et Pepys, qui ont retrouvé tout l'oxigène combiné avec le carbone. Il est donc probable que ce n'est que la vapeur condensée d'une portion de ce fluide qui est ordinairement secrétée dans les cellules des bronches.

Une des plus importantes fonctions de la respiration, est de contribuer à cet équilibre de température que conserve le corps animal, au milieu des changemens, dans le milieu environnant. C'est une propriété particulière au corps vivant, car toutes les autres matières prennent le même degré de chaleur que les corps avec lesquels ils sont en contact. Dans le corps humain, la

(1) *Phil. trans.* 1809.

chaleur est peu différente de 35°, soit qu'il se trouve exposé à un froid de quelques degrés au-dessous du point de congélation, soit que l'atmosphère environnante soit peu élevée au-dessus de l'eau bouillante. Il doit alors y avoir dans l'économie animale un procédé par lequel, dans le premier cas, le calorique est réduit de la forme latente à celle de température, et dans l'autre cas, par lequel le grand excès de calorique se trouve absorbé et ne peut nuire par son accumulation.

Quoique nous ignorions ce qui constitue précisément la différence entre le sang veineux et le sang artériel, ou de quelle manière la respiration convertit le premier en celui-ci, cependant le docteur Crawford a découvert sur ce sujet un fait d'une grande importance. Il a trouvé que la capacité du sang artériel pour le calorique, surpasse celle du sang veineux, dans la proportion de 1030 à 892. Et alors, quand le sang artériel se convertit en sang veineux, une grande quantité de calorique doit passer de l'état latent à l'état libre, et procurer une source abondante de chaleur. C'est ce qui arrive constamment dans le corps ; le calorique est dégagé par l'union de l'oxigène inspiré avec le carbone du sang, mais la capacité de ce fluide pour le calorique se trouve en même temps augmentée ; sa température ne change pas quand de sang veineux, il devient sang artériel. Dans son trajet au travers du système, le sang souffre une diminution de capacité, et le calorique qui se trouve latent dans les extrémités, se dégage et constitue la chaleur animale. Cette théorie explique pourquoi la chaleur n'est pas excessive dans les poumons, mais se distribue également dans tout le corps. Le docteur Crawford a ajouté à cela un fait très-important,

que dans les animaux placés dans une haute température, le changement du sang artériel en sang veineux n'a pas lieu, et alors cette source ne peut produire une augmentation de température. Une autre cause qui limite la chaleur du corps dans quelques circonstances, est l'évaporation excessive qui se fait par la peau, et qui est indiquée par une perte de poids assez considérable (*Nich. Journ.*, XVII, 215).

Ce n'est pas seulement dans les poumons que le sang exerce une action sur l'air atmosphérique, car il paroît que la peau exerce une action semblable sur toute la surface du corps humain. Si l'on renferme sa main dans une quantité donnée d'air atmosphérique ou de gaz oxigène, il est bien constaté que l'oxigène disparoît, et est remplacé par de l'acide carbonique ; en même temps on transpire une quantité d'eau considérable, que l'on peut recueillir dans un appareil approprié.

Le sang sert aux usages les plus importans de l'économie animale. C'est une secrétion dans laquelle sont constamment préparées une grande variété d'autres substances, solides ou fluides, qui sont essentielles à notre santé, et même à notre vie. La matière solide des os eux-mêmes, provient du sang. Les muscles qui sont fixés aux os, et qui agissent comme des leviers, en se prêtant à tous les mouvemens que nous voulons faire, dérivent de la même source, ainsi que tous les fluides animaux qui forment une partie nécessaire de l'économie de cette machine compliquée. Les solides et les fluides ainsi produits sont quelquefois élaborés par des organes, appelés glandes, et portent le nom de *secrétions*. Nous aurions une connoissance assez exacte et même assez étendue de la matière des secrétions, si

nous pouvions découvrir dans les solides et les fluides secrétés, des substances analogues à celles que l'on trouve dans le sang, et non des substances différentes. Mais dans quelques secrétions on trouve des principes qui n'ont aucune ressemblance avec la gélatine, l'albumine, la fibrine, et les autres fluides qui forment les élémens prochains du sang. Dans ces cas, la nature doit avoir séparé entièrement les derniers principes du sang, et les avoir recombinés dans de nouvelles proportions et d'une manière aussi différente. C'est une espèce de synthèse, que l'on n'a pu jusqu'ici imiter dans les substances animales, et à laquelle on n'est parvenu que pour quelques cas dans le règne végétal.

SECTION II.

Des Secrétions qui servent à la digestion, c'est-à-dire, de la salive, des sucs gastrique et pancréatique, et de la bile.

La *salive* est un liquide secrété par certaines glandes, et versé dans la bouche, pour être mêlé avec les alimens pendant la mastication. C'est un liquide visqueux, d'une saveur salée, sans odeur, et d'une couleur blanche, ou mêlé d'une légère teinte de bleu. Sa pesanteur spécifique d'après Haller, est de 1960 à 1875, ou d'après Sichold, de 1080 à 1000. Ce dernier auteur a comparé sa consistance à celle d'une solution d'une partie de gomme, dans vingt-quatre parties d'eau. Elle n'est ni acide ni alcaline, et n'a aucune action sur les couleurs bleues végétales. Sa quantité varie beaucoup. Nuck l'a estimée à 248 ou 310 grammes par jour; et

pendant une salivation mercurielle, il s'en écoule plusieurs pintes dans le même temps (1).

Quand on évapore la salive à siccité à une douce chaleur, elle ne donne qu'une petite proportion d'extrait sec, en plaques minces et demi-transparentes, ou si on arrête l'opération, quand il reste environ le tiers du liquide, il se forme des cristaux de muriate de soude. Exposée à l'air, elle paroît attirer de l'oxigène, elle devient épaisse, et il s'en sépare en même temps des flocons blanchâtres.

On éprouve quelque difficulté à délayer la salive dans l'eau, mais on peut y parvenir en agitant les deux fluides dans un mortier. Le docteur Bostock a employé pour ses expériences la solution ainsi obtenue (2). L'oxi-muriate de mercure n'y produit pas d'effet, mais au bout de quelques heures, il se sépare des *flocons légers*, et le liquide reste à peu près transparent. Le même réactif produit beaucoup moins d'effet sur la portion filtrée de la salive qui a été exposée à l'air pendant quelques jours. L'infusion de noix de galle produit des filamens blancs, dans la solution récente, mais non dans celle qui a été filtrée. Ce dernier fluide est précipité abondamment par le sur-acétate de plomb, et le nitro-muriate d'étain. Le docteur Bostock a conclu de ses expériences que la salive contient de l'albumine coagulée, du mucus, du muriate de soude, mais pas de gélatine. Il regarde les nombres suivans comme une approximation des quantités de chacun de ces principes :

---

(1) Fourcroy, *Systême des conn. chim.*, in-4°, v, pag. 268.
(2) *Nichol. Journ.*, XII, pag. 147.

Eau..............	80
Albumine coagulée..	8
Mucus...........	11
Substances salines..	1
	100.

M. Brande a trouvé que quand on expose de la salive à l'action de l'électricité galvanique, même après l'avoir fait bouillir dans l'eau, elle donne une coagulation abondante, et une accumulation d'alcali au pôle négatif, quoique les acides ni aucun des réactifs ordinaires, ne puissent y démontrer la présence de l'albumine. Il paroît d'après cela que cette substance peut entrer dans la composition d'un fluide animal, sans être indiquée par les réactifs ordinaires. M. Brande suppose que dans la salive, l'albumine est unie avec un alcali (probablement la soude) qui dans cet état de combinaison perd la propriété d'affecter les couleurs bleues végétales (1).

Le suc gastrique est un fluide répandu sur la surface interne de l'estomac, et qui possède des pouvoirs extraordinaires comme dissolvant. Un des plus grands obstacles à l'analyse exacte de ce fluide, est la difficulté de se le procurer pur, et sans mélange avec les substances contenues dans l'estomac. On se l'est procuré jusqu'ici en l'extrayant de différens animaux que l'on avoit gardés pendant quelque temps sans leur donner d'alimens. Dans cet état il est transparent, a une saveur saline et un peu amère, et ne contient ni acide ni alcali libre. Il précipite le nitrate d'argent, et quand on l'éva-

(1) *Phil. trans.* 1809.

pore, il donne un résidu solide, qui est déliquescent, et a une odeur désagréable. Par l'action des acides, on y découvre une petite quantité d'albumine, et il reste de la gélatine et du mucus en solution.

Cette connoissance imparfaite des propriétés du suc gastrique, ne peut servir à expliquer le pouvoir dissolvant qu'il exerce sur toutes les substances végétales et animales. D'après les expériences de Spallanzani, il paroît que lors même qu'il est hors du corps, il retarde la putréfaction des substances animales, et les réduit à un état à peu près semblable à celui dans lequel on les trouve, après qu'elles ont été quelque temps dans l'estomac. Son pouvoir dissolvant est même étonnant, sur des substances introduites dans cet organe. Le docteur Stewens a trouvé que quand un homme qui possédoit la faculté de faire de telles expériences sans danger, avaloit de petites boules d'argent creuses, et contenant des alimens végétaux et animaux, les alimens étoient toujours dissous, et les vases eux-mêmes attaqués. Après la mort, il paroît selon les observations du docteur Hunter, que l'estomac est quelquefois lui-même corrodé par le suc gastrique, car il y a trouvé de larges trous formés par l'action de ce fluide. Ces faits ainsi que le pouvoir du suc gastrique comme coagulant le lait, sont inexplicables par aucun des principes connus.

Le suc pancréatique, n'a pas été examiné avec attention. Nous ne possédons à cet égard que quelques observations du docteur Fordyce. Il a trouvé que c'étoit un fluide incolore, légèrement salé. Il en a obtenu du muriate de soude par l'évaporation, et le nitrate d'argent a démontré la présence de ce même sel. On peut

conclure de là, que ce fluide est analogue en composition à la salive.

La bile est un des fluides qui a attiré le plus l'attention des chimistes, et c'est aussi l'un des mieux connus.

C'est aux travaux de Fourcroy, et plus récemment à ceux de Thénard (1), qui a publié deux excellens mémoires, sur la bile, que nous devons principalement la connoissance de ce fluide.

La bile de bœuf que l'on peut se procurer en grande quantité, a servi principalement aux expériences. Sa couleur est communément vert-jaunâtre, et rarement vert foncé. Quand on la mêle avec l'infusion de violette ou l'infusion de tournesol, elle ne produit aucun autre changement que celui que produiroit un fluide de la même couleur. Sa saveur est amère et en même temps douceâtre, et extrêmement nauséabonde. Son odeur est particulière, et quelquefois semblable à celle de la graisse fondue. Sa pesanteur spécifique est de 1026. Sa consistance varie de celle du mucilage à celle de la synovie. Quelquefois elle est limpide, et d'autre fois elle contient des flocons d'une matière jaune, que l'on peut séparer facilement par l'eau.

Quand on chauffe la bile de bœuf, elle dépose d'abord une portion de matière coagulée, et donne un liquide qui a l'odeur particulière à la bile, et qui est précipité en blanc par l'acétate de plomb. Le résidu solide a une couleur vert-jaunâtre, est très-amer, un peu déliquescent, et soluble en entier dans l'eau et l'alcool. Elle se fond à une chaleur modérée, et se décompose quand on la chauffe plus fortement; les produits sont

(1) *Mémoires d'Arcueil*, vol. 1.

de l'huile, et moins de carbonate d'ammoniaque qu'avec les autres matières animales. Il reste dans la cornue un charbon volumineux qui contient plusieurs sels neutres. Les sels que l'on a retirés de ce charbon, en les prenant d'après l'ordre de leur quantité, sont le muriate de soude, le phosphate de soude, le phosphate de chaux, et le sulfate de chaux. On y découvre aussi des traces d'oxide de fer.

La soude non combinée dans la bile n'excède pas $\frac{1}{100}$ de son poids; et comme cette petite quantité n'est pas susceptible de dissoudre la grande quantité de résine qui existe dans ce fluide, Thenard a été conduit à chercher dans la bile quelque autre dissolvant de la résine. Il a trouvé que le sur-acétate de plomb précipite non-seulement la résine, mais aussi une substance particulière qu'il recherchoit, et qui se trouvoit combinée à l'oxide de plomb. Mais l'acétate de plomb avec un grand excès de base produit un effet différent, et précipite aussi l'albumine et la résine. Quand il filtra le liquide qui restoit, et qu'il sépara le plomb par l'hydrogène sulfuré, il obtint, par l'évaporation, un résidu moins amer et beaucoup plus sucré. Dans cet état, le dissolvant de la résine ne doit pas être considéré comme pur, puisqu'il retient en solution de l'acétate de soude provenant de la décomposition, par l'acétate de plomb, des sels de soude existant dans la bile. Il précipita donc la solution par l'acétate de plomb saturé d'oxide, et obtint un composé insoluble d'une matière particulière et d'oxide de plomb. Cette matière fut dissoute dans le vinaigre, l'oxide de plomb précipité par l'hydrogène sulfuré, et l'acide chassé par l'évaporation.

Cette substance, à laquelle Thenard a donné le nom

de *Picromel*, possède la propriété de rendre la résine de la bile facilement soluble dans l'eau. Trois parties dissolvent une de résine. Le picromel est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, et incapable de cristalliser; il précipite le nitrate de mercure et l'acétate de plomb avec excès d'oxide, et forme, avec la résine et une petite quantité de soude, un composé triple qui n'est pas décomposé par les acides ni par les sels terreux et alcalins.

La résine doit être considérée comme la cause de l'odeur, et en grande partie comme celle de la couleur et de la saveur de la bile. Elle est solide, très-amère, et verte quand elle est pure; mais lorsqu'elle est fondue, elle passe au jaune. Elle est soluble dans l'alcool et dans les alcalis purs, et n'est pas précipitée de la première dissolution par l'eau, et de la seconde par les acides.

La matière jaune paroît être particulière à la bile, et possède des propriétés qui la distinguent des autres substances animales. Sa présence semble rendre la bile putrescible, et c'est à elle que paroissent être dues aussi les concrétions qui se forment dans la vésicule du fiel de bœuf. Elle est insoluble par elle-même, mais elle devient soluble par l'intermède de la soude, de la résine et du picromel; et, quel que soit son dissolvant, elle est précipitée par les acides. Dans l'analyse de la bile, il faut d'abord séparer cette matière jaune par l'acide nitrique, et la séparer de la portion de résine qui y adhère. On verse ensuite de l'acétate de plomb avec excès d'oxide, et on obtient un composé insoluble formé d'oxide de plomb et de résine, d'où l'acide nitrique sépare ce dernier principe en petits flocons verts et mous. On fait ensuite

passer de l'hydrogène sulfuré au travers de la liqueur ; on la filtre et on évapore à siccité. En déduisant de ce poids celui de l'acétate de soude formé par la décomposition de l'acétate de plomb, on obtient le poids du picromel. On détermine le poids des sels par la calcination, la lixiviation et les autres procédés ordinaires.

En suivant ce procédé, Thenard a déterminé comme il suit la composition de la bile.

Eau	700	*ou un peu plus.*
Résine	24	
Picromel	60,8	
Matière jaune	4	*Variable.*
Soude	4	
Phosphate de soude	2	
Muriate de soude	3,2	
Sulfate de soude	0,8	
Phosphate de chaux	1,2	
Oxide de fer	0	*des traces.*
	800.	

La bile du chien, du mouton, du chat et du veau ont fourni, à l'analyse, des produits exactement semblables à ceux de la bile de bœuf; mais celle du cochon, au contraire, ne contient ni albumine, ni matière jaune, ni picromel. Elle consiste en une grande quantité de résine, en soude et en sels dont la nature n'a pas été bien examinée. Elle est entièrement décomposée par les acides, et même par l'acide acétique.

La bile des oiseaux contient une grande quantité d'albumine. Le picromel que l'on en extrait n'est pas sensiblement sucré, mais il a au contraire une saveur âcre et amère ; il contient seulement des atomes de soude, et n'est pas précipité par le sur-acétate de plomb.

Bile humaine. M. Thenard a examiné aussi la bile

de l'homme. Sa couleur varie beaucoup; quelquefois elle est verte, presque toujours brune jaunâtre, et quelquefois elle est sans couleur. Sa saveur n'est pas très-amère. Elle n'est presque jamais parfaitement limpide, car, en général, elle tient en suspension une certaine quantité de matière jaune qui y existe quelquefois en quantité telle, qu'elle rend la bile grumeleuse. Quand on la filtre et qu'on l'élève à la chaleur de l'ébullition, elle devient épaisse, et repand l'odeur du blanc d'œuf. Evaporée à siccité, elle donne un extrait égal au $\frac{1}{11}$ du poids de la bile. Cet extrait donne, par la calcination, les mêmes sels que la bile de bœuf, c'est-à-dire, de la soude non combinée, du sulfate et du phosphate de soude, du phosphate de chaux et de l'oxide de fer.

Tous les acides décomposent la bile humaine et précipitent une grande quantité d'albumine et de résine que l'on peut séparer par l'alcool. On ne peut y découvrir de picromel par l'acétate de plomb, et alors la bile humaine ne contient que de la matière jaune, de l'albumine, de la résine et des substances salines. Thenard les a rencontrées dans les proportions suivantes :

Eau	1000 (1)
Matière jaune insoluble et flotant dans la bile, quantité variable de	2 à 10
Matière jaune en solution	une trace.
Albumine	42
Résine	41
Soude	5,5
Phosphate de soude et de chaux, sulfate et muriate de soude et oxide de fer	4,5
	1100.

(1) Ces nombres sont ceux que donne Thenard (*Mém. d'Ar-*

La matière jaune paroît être, sous quelques rapports, semblable à celle de la bile de bœuf. La résine est jaune, très-fusible, très-amère, mais moins que celle de la bile de bœuf. Elle est soluble dans l'alcool, d'où elle est précipitée par l'eau, et dans les alcalis d'où les acides la précipitent. Elle paroît à peine se dissoudre dans l'eau; cependant les acides sulfurique et nitrique précipitent l'eau qui a digéré sur cette matière.

M. Brande a remarqué que quand on soumet la bile à l'action du galvanisme, elle se coagule au pôle négatif où il paroît aussi de la soude, et il se dégage de l'acide muriatique et de l'acide sulfurique au pôle positif.

Calculs biliaires. La composition des concrétions biliaires diffère dans les divers animaux. Ceux du bœuf contiennent des traces de bile que l'on peut enlever par l'eau, après quoi ils sont entièrement privés de saveur et d'odeur. Leur couleur est d'un si beau jaune, qu'ils peuvent être employés en peinture. Ils n'éprouvent pas de changement à une chaleur au-dessous du rouge; mais à cette température, ils se fondent et se gonflent; et après avoir donné les produits ordinaires des matières animales, il reste un sixième de leur poids d'une matière blanche qui est du phosphate de chaux. Ils sont à peu près insolubles dans l'eau et dans l'alcool, et difficilement dans les alcalis d'où ils sont précipités en flocons verts par les acides. L'acide muria-

---

cueil, 1, pag. 57.), mais comme ils excèdent 1100, il est probable que l'on peut corriger l'erreur en réduisant la proportion de l'eau.

tique bouillant en dissout seulement une petite quantité et les rend verts. Il paroît, d'après cela, qu'ils sont homogènes, et qu'ils possèdent des propriétés identiques à celles de la matière jaune, de la bile de bœuf et de la bile humaine.

Les calculs de la vésicule du fiel de l'homme ont été examinés beaucoup plus attentivement que ceux du bœuf. On sait depuis long-temps qu'ils entrent en fusion à une basse température, et que les alcalis et les huiles fixes et volatiles les dissolvent. Poulletier de la Salle a découvert une de leurs propriétés les plus distinctes, c'est-à-dire, leur solubilité dans l'alcool et leur précipitation par refroidissement sous la forme d'écailles brillantes. Fourcroy a découvert ensuite plusieurs faits importans sur ces corps, et sur-tout leur ressemblance avec la substance que nous avons décrite ci-dessus sous le nom d'*Adipocire*.

Parmi les calculs examinés par Thenard, il n'y en avoit qu'un petit nombre formés de plaques blanches, cristallines et brillantes, et entièrement adipocireux. Quelques-uns consistoient en lames jaunes contenant 0,88 ou 0,94 d'adipocire et 1,6 ou 0,12 de matière colorante. Quelques-uns étoient verdâtres à la partie supérieure, et jaunes à l'intérieur; d'autres étoient couverts, dans quelques parties, d'une croûte brune noirâtre contenant peu d'adipocire, mais contenant à l'intérieur les mêmes principes que les autres. Dans tous, excepté dans ceux qui étoient parfaitement blancs, il y avoit des traces de bile que l'on pouvoit découvrir par l'action de l'eau. On a trouvé les calculs des intestins formés des mêmes substances que ceux de la vésicule du fiel.

Nous pouvons donc conclure avec Fourcroy que quelques calculs de la vésicule du fiel de l'homme, consistent entièrement en adipocire, et que les autres sont composés de la même substance contenant une petite quantité de matière colorante jaune ou brun foncé. Quand ils sont de la première couleur, ils ne paroissent pas différer de la matière jaune de la bile; et quand ils sont bruns, leur couleur est due à la même substance contenant un excès de carbone.

SECTION III.

Lait.

Le *Lait* est un fluide sécrété par les femelles des animaux de la classe des *Mammifères* pour la nourriture de leurs petits. Quoiqu'il diffère beaucoup dans les divers animaux, on peut cependant le décrire comme il suit :

C'est un liquide opaque, d'une couleur blanche, quelquefois avec une légère teinte de bleu ou de jaune. Sa saveur est douce et agréable, mais elle varie quelquefois; sa couleur varie aussi selon la nourriture des animaux. Sa pesanteur spécifique est variable : celle du lait de vache est, d'après Brisson, d'environ 1020, et celle du lait de chèvre de 1040.

Le lait peut être réduit partie avec le temps et partie par le moyen des agents qui n'altèrent pas la nature de ses composans, en trois ingrédiens prochains, la crême, le serum et le caseum.

I. La crême s'élève, comme on le sait, à la surface du lait, quand on l'a gardé quelques heures. Elle possède quelques-unes des propriétés des huiles; elle est onctueuse et douce au toucher, et tache le papier de

la même manière que les substances grasses. Au bout de quelques jours, elle devient plus épaisse, et enfin elle forme un solide mou qui ne conserve pas long-temps la saveur de la crême, mais qui prend celle du fromage.

Quand on agite la crême, elle se sépare en deux parties. On obtient une huile animale épaisse, bien connue sous le nom de *Beurre*, et un fluide qui possède exactement les mêmes propriétés que le lait qui a été privé de sa crême. On avoit supposé que ce changement étoit dû à la combinaison de la crême avec l'oxigène de l'atmosphère ; mais ce changement a lieu, quoique pas également bien, dans des vaisseaux d'où l'on a chassé l'air.

Le beurre a généralement une couleur jaune et une consistance molle. A la température de 35 ou 36°, il se fond ; et quand on le garde en cet état pendant quelque temps, il s'en sépare une portion de caséum et de sérum ; sa transparence est augmentée, mais sa saveur devient moins agréable. Cependant, dans cet état, on peut le garder long-temps sans qu'il devienne rance ; et il n'est pas improbable que c'est en partie par sa combinaison avec le caséum, que le sel contribue à la conservation du beurre. On peut donc considérer le beurre comme une huile animale, unie à une petite portion de fromage et de petit-lait.

Quand on mêle le lait, privé ou non de sa crême, avec certaines substances, ou même qu'on le garde jusqu'à ce qu'il devienne aigre, il souffre un changement que l'on appelle coagulation, et qui consiste en la séparation d'une substance solide, appelée fromage, et d'une liqueur que l'on nomme petit-lait. On peut effectuer ce changement par plusieurs agens ; par tous

les acides et quelques sels neutres ; la gomme, le sucre et quelques sucs végétaux ; le suc gastrique, et surtout par l'infusion de la membrane intérieure de l'estomac des veaux, que l'on nomme *présure*. Scheele a expliqué la coagulation par les acides, en supposant qu'ils forment avec le fromage une combinaison qui exige pour sa solution plus d'eau que le lait n'en contient (1) ; et, à la vérité, on trouve toujours que le fromage contient une portion de l'acide qui a servi à produire la coagulation. Mais, dans d'autres cas, on ne peut donner cette explication, et le phénomène devient inexplicable. Ainsi l'infusion d'un morceau de présure pas plus grand que la moitié d'un ongle, coagule une quantité de lait suffisante pour former un fromage de 3 kilogrammes, et cependant la quantité de la matière coagulante ne peut, dans ce cas, excéder un centigramme.

Le caséum du lait, pressé, salé et séché en partie, forme le fromage. Cependant les bons fromages contiennent toujours une portion de beurre qui est toujours divisée dans le caséum, et que l'on ne peut séparer facilement. Il faut donc, quand on veut examiner les propriétés du caséum, le préparer avec le lait privé de sa crême, et coagulé au moyen de la présure. Il est blanc, solide, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, mais facilement soluble dans les alcalis purs, d'où il est précipité par les acides, plutôt à l'état de suif qu'à celui de caséum. Pendant la solution dans les alcalis, il se produit une forte odeur d'ammoniaque ; et il paroît, d'après cela, que le caséum est converti, par leur action, en alcali volatil et en gaz. L'ammoniaque liquide dissout

(1) *Mémoires*, tom. I.

aussi le caséum, et il paroît être soluble dans les terres alcalines pures. D'après la ressemblance de ces propriétés avec celles du blanc d'œuf coagulé, Scheele étoit disposé à regarder le fromage comme identique avec l'albumine. Il paroît cependant que le caséum donne, par la combustion et la calcination, une plus grande proportion de phosphate de chaux et de substances salines, que l'on n'en obtient du blanc d'œuf (1).

Le petit-lait est le liquide qui reste après la séparation de tout le caséum ; il est clair et presque transparent, d'une couleur verte jaunâtre, et d'une saveur agréable. Il contient généralement une portion de caséum et de beurre : le caséum s'en sépare, par l'ébullition, sous forme de coagulum. La matière butireuse se sépare aussi par la chaleur, surtout quand le sérum est devenu aigre. Le petit-lait contient, même lorsqu'il est récent, de l'acide acétique non combiné.

Quand on évapore lentement du petit-lait, privé, autant que possible, de son caséum et de son beurre, il donne la substance que nous avons décrite ci-dessus, sous le nom de sucre de lait. Il contient, en outre, plusieurs substances salines, c'est-à-dire, des muriates de potasse et de soude, des phosphates de chaux et de

---

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard (*loc. cit.*) ont trouvé le caséum formé de

Carbone. . . .	59,781
Oxigène. . . .	11,409
Hydrogène. . .	7,429
Azote.	21,381
	100.

(*Note du traducteur.*

fer, du sulfate de potasse, et une substance animale particulière, qui précipite par l'infusion de noix de galle : il donne à la distillation du carbonate d'ammoniaque. On a supposé que le petit-lait aigre contenoit un acide particulier, appelé *acide lactique ;* mais un examen plus exact de ses propriétés a prouvé que ce n'est que de l'acide acétique, tenant en solution une substance animale qui déguise ses propriétés ordinaires.

Quand on fait bouillir du lait nouveau, sa partie albumineuse se coagule, non pas en une masse comme le blanc d'œuf, à cause de la grande quantité d'eau dans laquelle elle est dissoute ; mais elle forme à la surface une pellicule mince, qui, étant enlevée, se trouve remplacée de suite par une autre : et ainsi tout l'albumine peut être séparé par portions successives. Si la pellicule tombe au fond, elle se brûle, et donne au lait une saveur particulière.

Pour obtenir le beurre, il n'est pas nécessaire de séparer d'abord la crême, car on peut se le procurer en battant le lait, et il porte le nom de beurre de lait ; mais il est moins bon que celui fait avec la crême, parce qu'il contient une plus grande proportion de petit-lait et de caséum.

Le lait est susceptible d'éprouver la fermentation vineuse ; et les Tartares l'emploient pour former une espèce de vin qu'ils appellent *koumiss.* Ils le préparent principalement avec le lait de jument ; il a une saveur agréable. Par la distillation, il donne une quantité considérable d'alcool. Ce qu'il y a de plus remarquable par rapport à cette liqueur fermentée, c'est qu'elle ne paroît pas devoir son origine à la partie saccharine du

fluide ; car Fourcroy et Vauquelin ont trouvé que le lait donne, après la fermentation, autant de sucre qu'avant.

Il paroît exister une différence considérable entre le lait des différens animaux. Le lait de femme est plus sucré que celui de vache, et donne une plus grande proportion de crême ; mais on ne peut pas séparer de beurre de cette crême par l'agitation. Il dépose aussi une portion de son caséum par le repos. Le lait d'ânesse est celui qui ressemble le plus au lait de femme. La crême y est en petite quantité, et donne un beurre blanc, mou, et à peu près insipide. Le caséum y est si abondant, qu'il se sépare avant même que le lait soit aigre. Le lait de chèvre donne une crême d'une épaisseur et d'une onctuosité remarquables, et une grande quantité de caséum. Le lait de brebis ressemble beaucoup à celui de vache, et donne une grande proportion de caséum gras et onctueux. Le lait de jument est clair, insipide, et donne peu de crême, dont il est difficile de séparer le beurre par agitation.

SECTION IV.

Du Mucus nasal, des Larmes, des Humeurs de l'œil, et de la Liqueur de la surface des cavités.

1. Fourcroy et Vauquelin ont examiné le mucus du nez, tel qu'il est secrété dans le catharre. Ses propriétés principales paroissent être dues à la grande quantité de la substance, appelée par le docteur Bostock *mucus animal*. Par son exposition à l'air, le mucus nasal devient visqueux ; mais quand il est récemment

secreté, sa consistance ne paroît pas être plus grande que celle des larmes. Il contient plusieurs sels neutres, mais principalement du carbonate de soude, qui lui donne la propriété de précipiter les solutions de barite et de chaux. L'eau ne le dissout pas, et l'on ne peut que l'y diviser mécaniquement par l'agitation. Les acides l'épaississent quand ils sont en petites quantités; mais ils le dissolvent quand on les met en quantités plus considérables. Les alcalis purs le décomposent et en dégagent de l'ammoniaque. L'acide oxi-muriatique l'épaissit, le dessèche, et le réduit à un état à peu près semblable au parchemin.

2. *Les larmes* ne paroissent différer du mucus nasal, qu'en ce qu'elles ont une consistance plus fluide. Elles sont parfaitement transparentes, ont une saveur salée, et une pesanteur spécifique un peu plus grande que celle de l'eau. Elles verdissent le sirop de violettes, à cause de la soude non combinée qu'elles contiennent. M. Hunter a trouvé que quand on expose les larmes à une température de 160°, il se forme un coagulum, et il reste en solution une substance coagulable par le suracétate de plomb. Ces propriétés indiquent la présence de l'albumine et du mucus. Les larmes donnent, par l'évaporation, un extrait jaune insoluble dans l'eau, mais facilement soluble dans les alcalis. L'acide sulfurique dégage de cet extrait des acides carbonique et muriatique. Après la combustion, on y trouve des phosphates de soude et de chaux. Les larmes nouvelles sont décomposées par l'acide oxi-muriatique, et il se fait un précipité floconneux qui ressemble à la matière obtenue par évaporation. Les larmes sont donc composées d'eau,

d'un fluide animal ressemblant à l'albumine, d'un autre fluide qui est probablement du mucus, et de divers sels neutres.

3. *Les humeurs de l'œil.* L'humeur aqueuse de l'œil est un liquide clair et transparent, d'une pesanteur spécifique de 1009. Il a peu d'odeur et de saveur, et n'affecte qu'à peine les couleurs bleues végétales. Il laisse par l'évaporation un résidu qui monte environ au 0,08. L'ébullition y occasionne une légère coagulation, et le tannin le précipite avant et après qu'il a été chauffé. Le nitrate d'argent précipite du muriate d'argent, mais les autres sels métalliques n'y produisent pas d'effet. On peut conclure de là que l'humeur aqueuse de l'œil est formée d'une grande proportion d'eau, d'albumine, de gélatine, et de plusieurs sels neutres.

L'humeur vitrée contient les mêmes élémens que l'humeur aqueuse, elle n'en diffère que pour la proportion de ses élémens. Le cristallin contient de l'albumine et de la gélatine, en grandes quantités. Il est soluble dans l'eau, sa solution est coagulée par la chaleur. Sa pesanteur spécifique est de 1100. Il paroît donc que toutes les humeurs de l'œil sont composées des mêmes élémens, et qu'elles ne diffèrent que par les proportions dans lesquelles ces élémens sont combinés.

4. *Liqueur des surfaces.* La surface de chaque cavité contient un fluide qui y est constamment répandu en quantité suffisante pour lubréfier les parties, et quelquefois pour tenir certaines cavités dans un état de distension. On peut réunir à ce fluide celui de la plèvre et du péritoine, celui que contient le péricarde, les ventricules du cœur, et les eaux de l'amnios.

La liqueur du péricarde a été analysée par le docteur

Bostuck. Elle a l'apparence du sérum du sang, et quand on l'expose à la chaleur de l'eau bouillante, elle devient opaque et gélatineuse. Par une évaporation lente, elle laisse un résidu égal au $\frac{1}{11}$ de sa quantité totale. Elle est précipitée par l'oxi-muriate de mercure, et alors l'infusion de noix de galle, n'y produit pas d'effet, mais le sur-acétate de plomb y forme un précipité abondant. D'après ces propriétés le docteur Bostock est porté à considérer cette liqueur comme un composé d'albumine, de mucus, de muriate de soude, et d'eau, sans gélatine. Il a donné comme une approximation, les proportions suivantes :

Eau...........	92
Albumine.......	5,5
Mucus..........	2,0
Muriate de soude.	0,5
	100. (1)

La liqueur de l'amnios, ou le fluide qui entoure le fœtus est remarquable dans la vache, parce qu'il donne un acide particulier décrit ci-dessus, sous le nom d'acide amniotique; chez les femmes, la composition de ce fluide est entièrement différente, car il ne paroît pas qu'il y existe d'acide amniotique. On y a trouvé de l'albumine, de la gélatine, une petite portion de muriate et de carbonate de soude, et un peu de phosphate de chaux. Il est précipité par la chaleur, les acides, l'alcool, et l'infusion de noix de galle.

La Synovie, ou le fluide que l'on trouve dans les cavités des jointures, peut être placée ici, à cause de son

(1) *Nichol. Journ.* XIV, pag. 147.

usage de lubréfier les parties dans lesquelles on le rencontre, quoique sa composition diffère considérablement de la liqueur des surfaces. C'est un liquide qui est d'abord visqueux, mais qui devient promptement gélatineux, et qui au bout de quelque temps prend la forme fluide, et dépose une matière fibreuse. L'alcool en sépare de l'albumine, mais le liquide qui reste est visqueux. L'acide acétique détruit sa viscosité, et en précipite un grand nombre de filamens blancs qui ont une ressemblance frappante avec le gluten. Les acides animaux précipitent cette même substance, mais seulement quand ils sont étendus d'une grande quantité d'eau, car quand ils sont concentrés ils la dissolvent. On en obtient aussi plusieurs sels neutres.

Margueron a donné les proportions suivantes de la composition de la synovie (1).

Matière fibreuse...	11,86
Albumine.......	4,52
Muriate de soude..	1,75
Soude..........	0,71
Phosphate de chaux.	0,70
Eau.............	80,46
	100

SECTION V.

De l'Urine et des calculs Urinaires.

L'urine quoiqu'elle soit un des fluides les plus compliqués du corps humain, puisqu'elle contient au

(1) *Annales de Chimie*, XIV.

moins une douzaine de substances, est-peut être une des matières la plus connue maintenant. Pendant une longue période de temps, l'attention des chimistes paroît avoir été limitée à en extraire le phosphore et les sels neutres, mais Fourcroy et Vauquelin ont donné une nouvelle direction à tous ces travaux, par les belles découvertes qu'ils ont présentées à l'Institut en l'an 7 (1). L'analyse de l'urine a été faite aussi dans ce pays (Angleterre) avec de grands succès par Cruickshank (2), et en Espagne par Proust (3), et quoique plusieurs autres personnes aient observé sur ce sujet, quelques faits intéressants, c'est principalement à ces quatre savans que nous sommes redevables de l'histoire de l'urine.

Il est inutile de décrire ici les propriétés physiques de l'urine, à cause des changemens fréquens qu'éprouve ce fluide, non-seulement dans la maladie, mais même dans l'état de santé. Les propriétés suivantes se rapportent à un échantillon d'urine rendue plusieurs heures après le repas. Dans cet état elle a une couleur jaune foncé, et une saveur très-amère. Sa pesanteur spécifique est variable, le docteur Bryan Robinson la porte à 1030, l'eau étant 1000, et M. Cruickshank a trouvé qu'elle varie de 1005 à 1033. Je suis disposé d'après mes propres expériences, à regarder les nombres du docteur Robinson, comme une estimation assez exacte.

(1) *Annales de Chimie*, XXXI, pag. 43.
(2) *Phil. mag.*, II, pag. 240.
(3) *Ann. de Chimie*, XXXVI, pag. 258.

L'urine paroît contenir les substances suivantes :

1. Eau.	8. Urée.
2. Acide phosphorique libre.	9. Gélatine.
3. Phosphate de chaux.	10. Albumine.
4. Phosphate de magnésie.	11. Muriate de soude.
5. Acide fluorique.	12. Phosphate de soude.
6. Acide urique.	13. Phosphate d'ammoniaque.
7. Acide benzoïque.	14. Soufre.

On prouve la présence d'un acide libre dans l'urine par la propriété qu'elle a, lorsqu'elle est fraîche, de rougir les couleurs bleues végétales. Cet effet est dû en partie à l'acide phosphorique et en partie à l'acide urique que l'urine contient. L'acide phosphorique retient en dissolution le phosphate de chaux; et quand on sature cette portion d'acide, le sel terreux se précipite. C'est pour cela que quelques gouttes d'ammoniaque pure, versées dans l'urine récente, y forment un trouble et un précipité de phosphate de chaux dans la proportion d'environ 120 milligrammes pour 100 grammes d'urine. Quand on mêle de l'eau de chaux avec l'urine, il se dépose une plus grande quantité de phosphate de chaux, parce que la terre s'unit à l'acide phosphorique libre, et il se forme une nouvelle quantité de phosphate de chaux. On trouve dans le précipité formé par l'un ou l'autre de ces procédés, une petite proportion de magnésie qui existe sans doute en combinaison avec l'acide phosphorique. Le précipité contient aussi du fluate de chaux, d'après les nouvelles découvertes de Berzelius (1). Il s'est assuré de la préseuce

(1) *Ann. de chim.* LXI, pag. 256.

de ce sel; en versant, sur le sédiment, de l'acide sulfurique, il s'éleva des vapeurs d'acide fluorique en quantité suffisante pour corroder le verre.

Quand l'urine a été gardée pendant vingt-quatre heures à une température moyenne, l'acide urique et le phosphate de chaux sont en grande partie déposés, et beaucoup plus promptement et d'une manière plus complète quand on a d'abord évaporé l'urine à la moitié de son volume. On peut les séparer l'un de l'autre, soit par l'acide nitrique étendu qui dissout le phosphate de chaux et laisse l'acide urique, soit en calcinant le mélange au rouge. L'acide urique est détruit par la chaleur, et le phosphate de chaux reste. On trouve, par cette opération, que la quantité d'acide urique varie beaucoup, mais que celle du phosphate de chaux est à peu près invariable, c'est-à-dire, dans la proportion de 60 milligrammes pour 30 grammes d'urine. La quantité d'acide urique obtenu de l'urine augmente beaucoup quand on ajoute à ce fluide un acide étranger, et qu'on le garde en cet état pendant quelques jours, au bout desquels on trouve sur les parois du vase de petits grains cristallins (1).

Quand on soumet à la distillation, de l'urine qui a déposé son phosphate de chaux et son acide urique, il se condense, dans le récipient, un liquide qui a une odeur particulière et nauséabonde, et fait une vive effervescence avec les acides, parce qu'elle contient du carbonate d'ammoniaque. Il reste dans la cornue un résidu qui, évaporé à la consistance de miel, forme le vingt-quatrième ou le vingt-sixième du poids de l'urine.

(1) Egan, *Phil. Mag.*, XXIII, pag. 298.

Quand on mêle un peu de cet extrait avec de l'acide nitrique étendu de son poids d'eau, il se dépose un grand nombre d'écailles brillantes semblables à l'acide boracique et dans la proportion de cinq huitièmes ou de sept huitièmes du poids de l'extrait. Ce précipité est occasionné par l'action de l'acide nitrique sur l'urée qui est contenue dans l'urine, et c'est à la décomposition de cette même substance qu'est dû le carbonate d'ammoniaque que l'on obtient par la distillation de l'urine. (*Voyez la section sur l'urée*).

On peut séparer l'urée de l'extrait d'urine en le faisant digérer dans l'alcool et décantant les solutions que l'on évapore lentement. La proportion varie beaucoup, mais M. Cruickshank l'a établie à environ $\frac{1}{72}$ du poids de l'urine, ou la moitié de l'extrait épaissi. Le résidu insoluble contient un grand nombre de sels neutres, qui sont des muriates de potasse et de soude, des phosphates de soude et d'ammoniaque. On a quelquefois rencontré aussi le muriate d'ammoniaque, qui se dissout dans l'alcool avec l'urée. Ces sels peuvent être séparés l'un de l'autre par la solution et la cristallisation. Les muriates à un certain degré de concentration forment à la surface une pellicule que l'on enlève tandis que la liqueur est chaude; et la solution dépose, par le refroidissement, des prismes rhomboïdaux de phosphate d'ammoniaque et des tables rectangulaires, qui sont du phosphate de soude.

Il se dissout aussi avec l'urée une portion d'acide benzoïque dans l'alcool. On s'assure de la présence de cet acide dans l'urine, en l'évaporant à consistance de sirop et y versant de l'acide muriatique; il se fait un précipité qui consiste en acide benzoïque. La propor-

tion en est petite dans l'urine humaine, mais dans celle des quadrupèdes herbivores, elle est si grande, qu'on peut en extraire cet acide avec avantage. Vauquelin a trouvé qu'il forme environ $\frac{1}{100}$ de l'urine de cette classe d'animaux (1).

L'albumine et la gélatine existent aussi dans l'urine, mais dans des proportions variables et très-petites. Quand on chauffe l'urine à peu près au point de l'ébullition, il s'y forme souvent un précipité floconneux blanc. Il contient du phosphate de chaux précipité par l'ammoniaque qui provient de la décomposition de l'urée, mais il contient aussi de l'albumine coagulée qui reste après que l'on a dissous le phosphate de chaux par l'acide muriatique. Dans l'hydropisie, la proportion de l'albumine est souvent suffisante pour produire un coagulum sensible par la chaleur et les acides. On découvre la gélatine au moyen de l'infusion de noix de galle, qui forme un précipité qui monte, d'après M. Cruickshank, à $\frac{1}{240}$ du poids de l'urine.

Le soufre a été découvert dans l'urine par Proust. Il a observé que ce fluide noircit les vases d'argent dans lesquels on l'évapore, et qu'il se détache des écailles qui consistent en sulfure d'argent. Il a trouvé qu'il se dégage, de l'hydrogène sulfuré, de l'urine que l'on a gardée environ quinze jours.

Ce même chimiste annonçoit qu'il avoit découvert de l'acide carbonique dans l'urine, en examinant les bulles d'air qui s'élèvent de ce fluide pendant son ébullition. Cependant on ne peut douter que cet acide carbonique ne provienne de la décomposition de l'urée

(1) *Ann. de Chimie*, XXIX, pag. 311.

par l'élévation de température. Il faut rapporter à la même source le carbonate de chaux que Proust trouva dans les tonneaux dans lesquels on garde de l'urine. Il se forme du carbonate d'ammoniaque par la décomposition de l'urée ; et ce sel, réagissant sur le phosphate de chaux contenu dans l'urine, doit sans doute former du carbonate de chaux. La présence accidentelle du sulfate de soude est plus évidente, car il arrive fréquemment qu'une partie seulement du précipité formé par le muriate de barite, se dissout dans l'acide muriatique, et indique ainsi la formation de sulfate de barite. Il est raisonnable de penser que l'acide acétique et la matière résineuse que Proust a cru trouver dans l'urine, ont été produits plutôt que séparés dans ses opérations ; au moins leur existence, dans l'urine rendue par un homme bien portant, est très-équivoque. Il a obtenu l'acide acétique en distillant de l'extrait d'urine récent avec de l'acide sulfurique, et la matière résineuse, en étendant avec une grande quantité d'eau froide le résidu de cette distillation, lorsqu'il est devenu très-épais, et saturant l'excès d'acide avec un peu d'alcali. Il a trouvé que la résine ainsi produite a une grande ressemblance avec le castoreum.

La putréfaction de l'urine s'effectue avec des changemens qui sont quelquefois analogues à ceux qui accompagnent sa distillation. L'urée qu'elle contient se décompose et se convertit en carbonate d'ammoniaque, qui neutralise tous les acides en excès et précipite le phosphate de chaux. En même temps l'ammoniaque, s'unissant avec le phosphate de magnésie, forme un sel donnant des cristaux blancs qui grimpent à la surface du vase. Ce sel est un phosphate ammoniaco - magnésien, qui

forme une grande partie des calculs urinaires. L'albumine et la gélatine contenues dans l'urine souffrent aussi une décomposition, et il se dépose des flocons qui consistent en ces deux substances. Il se forme de l'acide acétique qui se sature d'ammoniaque. L'acétate et le carbonate d'ammoniaque et le phosphate ammoniaco-magnésien paroissent donc être les principaux produits de la putréfaction de l'urine.

M. Cruickshank a remarqué quelques faits très-intéressans touchant les changemens qu'éprouve l'urine dans les diverses maladies. Dans l'hydropisie, l'urine se coagule complètement par l'alcool et par les acides, et diffère peu du sérum du sang. Cependant, quand cette maladie a lieu par un état morbifique du foie, l'urine n'est pas coagulable; mais il a observé qu'elle est en petite quantité, très-colorée, et qu'elle dépose une quantité considérable d'un sédiment coloré (probablement la substance *rosacée* de Proust). Dans les affections inflammatoires, l'urine est chargée d'albumine; dans la goutte, vers la fin du paroxisme, l'urine dépose un sédiment briqueté qui consiste en une petite quantité d'acide urique, une grande quantité de phosphate de chaux et un fluide animal particulier insoluble dans l'eau. L'urine des personnes affectées de la jaunisse, contient une petite quantité de bile que l'on découvre par le moyen de l'acide muriatique. L'urine des hystériques est remarquable par la grande quantité de matières salines qu'elle contient, mais elle contient à peine de la substance animalisée.

La composition de l'urine varie essentiellement dans les différentes classes d'animaux. L'urée paroît être un principe constituant de toutes celles que l'on a exami-

nées; mais l'acide urique ne se trouve pas dans les quadrupèdes herbivores, dont l'urine contient au contraire une grande quantité d'acide benzoïque. L'urine du cheval et du lapin sont remarquables en ce qu'elles deviennent laiteuses, après qu'elles sont rendues, et déposent du carbonate de chaux. L'urine du lapin contient aussi des carbonates de magnésie et de potasse, et du sulfate de potasse et de chaux. L'urine de vache, outre une grande proportion d'acide benzoïque, contient en solution du carbonate, du sulfate et du muriate de potasse. Fourcroy et Vauquelin, et plus récemment encore Chevreul, ont prouvé que l'urine des oiseaux domestiques, que ces animaux rendent par le même passage que les excrémens, contient de l'acide urique.

Calculs urinaires. A l'analyse de l'urine se lie nécessairement celle des concrétions qui se forment dans la vessie et occasionnent une maladie aussi terrible pour ses symptômes que pour ses remèdes. On connoissoit peu leur nature chimique avant Scheele à qui nous sommes redevables sur ce sujet, comme dans beaucoup d'autres cas, des premières analyses exactes, et par conséquent des plus difficiles. Par la découverte de l'acide urique dans l'urine et dans l'une des variétés les plus communes de calculs, il a tracé le chemin que beaucoup d'autres Savans ont parcouru depuis, et ses expériences ont été confirmées par celles du docteur Wollaston et de Fourcroy et Vauquelin. Cependant il est juste de dire ici que le docteur Wollaston a établi les principales distinctions de plusieurs espèces de calculs, en

1797 (1), dans un Mémoire non moins remarquable par l'importance des faits que par la simplicité avec laquelle ils sont exposés. Ce n'est que deux ans après que Fourcroy et Vauquelin ont communiqué leurs expériences à l'Institut national; de sorte que le titre de propriété ne peut être contesté à Wollaston.

Les calculs urinaires contiennent un moins grand nombre de principes que l'urine; les substances qui suivent sont celles dont l'existence y est certaine : acide urique, phosphate de chaux, phosphate ammoniaco-magnésien, oxalate de chaux, silice, et une matière animale qui sert à cimenter les élémens terreux.

Proust a ajouté à ces principes le carbonate de chaux (2), mais il y a lieu de douter beaucoup sur l'exactitude de ce résultat. On n'a presque jamais trouvé de ces substances entièrement seules, mais la prédominance de l'une ou l'autre donne aux concrétions des caractères particuliers, et détermine le genre dans lequel on doit les placer. On a classé les calculs de différentes manières. Fourcroy et Vauquelin ont formé trois genres qu'ils ont divisés en douze espèces. Cependant ils ont pris pour ces subdivisions des différences si légères, qu'elles peuvent à peine établir une distinction suffisante, et il me paroît qu'on peut les classer sous quatre chefs principaux.

I. Calculs principalement formés d'acide urique.

II. Calculs principalement composés de phosphate ammoniaco-magnésien.

---

(1) Voyez les *Transactions phil.* pour cette année.

(2) *Annales de Chimie*, XXXVI.

III. Calculs consistant pour la plus grande partie en phosphate de chaux.

IV. Calculs dont les propriétés dérivent de l'oxalate de chaux qu'ils contiennent.

Les calculs composés d'acide urique sont très-rares; mais ceux dans lesquels cet acide prévaut et donne le caractère à l'espèce, sont très-communs. Les calculs de cette classe sont de différentes grosseurs, depuis celle d'une noix jusqu'à celle d'un œuf. Ils ont le plus ordinairement une forme ovale; mais quand on en trouve plusieurs ensemble, ils acquièrent, par le frottement l'un contre l'autre, plusieurs côtés et plusieurs angles. Pour voir leur structure intérieure, il faut les scier longitudinalement à leur diamètre; ils offrent généralement un noyau central d'une texture plus compacte, d'un éclat et d'une dureté plus considérable que le reste du calcul, mais généralement de la même figure. A la circonférence on aperçoit un grand nombre de rayons qui convergent vers le centre. Les variétés les plus dures prennent un beau poli quand on les a sciées, et ressemblent beaucoup au bois. Leur couleur varie, mais elle est ordinairement de différentes nuances de jaune, depuis le jaune paille jusqu'à un jaune approchant du brun et quelquefois même d'un brun mêlé de rouge. Leur pesanteur spécifique, d'après Fourcroy et Vauquelin, est de 1,276 à 1,786, mais elle excède généralement 1,500.

Les caractères chimiques de ces calculs sont semblables à ceux de l'acide urique. Quand on les brûle dans un creuset, ils émettent une odeur de corne, et sont presque entièrement consumés; il reste un charbon qui monte environ au cinquième du poids du calcul. Ils

se dissolvent en entier, ou en grande partie, dans les solutions de potasse et de soude pures, et en sont précipités dans les acides. Mais une propriété plus frappante de cette espèce de calculs, est que quand on en chauffe quelques centigrammes avec un peu d'acide nitrique et que l'on évapore à siccité, il reste une belle substance rouge qui se dissout dans l'eau, et teint la peau de la même couleur.

II. On n'a presque jamais trouvé le phosphate ammoniaco-magnésien sans mélange d'autres substances et sur-tout d'une petite quantité de phosphate de chaux. Ces calculs se distinguent facilement des précédens par leur couleur blanche pure; ils sont plus volumineux que les calculs d'acide urique, et dans un ou deux cas, on en a trouvé qui remplissoient entièrement la capacité de la vessie. Les couches sont distingués par leurs différens degrés de dureté et de densité; ces couches sont interrompus quelquefois, et l'espace que laisse leur interruption est rempli par des cellules parsemés de cristaux éclatans. Les calculs de cette espèce sont mous, et leur poudre se dissout assez dans la bouche, pour faire sentir une saveur particulière.

L'eau bouillante agit sur le phosphate ammoniaco-magnésien, et le calcul perd environ $\frac{1}{12}$ de son poids, qui se déposent par le refroidissement sous la forme de cristaux brillans. Quand on les expose à la chaleur, ils deviennent d'abord noirs, émettent une odeur d'ammoniaque, et laissent une poudre blanche qui se fond quand on chauffe plus fortement. D'après cette propriété, le docteur Wollaston donna à ces calculs le nom de *Calculs fusibles*. La plupart des acides (même l'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1020) les dis-

solvent facilement et les déposent par l'addition des alcalis. Les alcalis purs ne les dissolvent pas, mais ils en dégagent de l'ammoniaque. Pour en extraire l'acide phosphorique, le docteur Wollaston dissout ces calculs dans l'acide nitrique, et ajoute du nitrate de mercure, et il se précipite du phosphate de mercure dont on chasse la base par la chaleur, et l'acide reste pur. En ajoutant de l'acide sulfurique à la liqueur décantée, et évaporant à siccité, il reste du sulfate de magnésie que l'on obtient par la solution et l'évaporation.

III. La troisième espèce de calculs composés principalement de phosphate de chaux, est ordinairement, à la partie extérieure, d'une couleur brun pâle, et si douce, qu'ils paroissent être polis. Quand on les scie, on trouve qu'ils sont en lames, et les couches sont si foiblement adhérentes, qu'on peut les séparer en couches concentriques. A l'intérieur ils sont blancs, mais non de cette couleur pure qui distingue les calculs composés de phosphate ammoniaco-magnésien. On y trouve aussi de petits cristaux, et la poudre frottée entre les doigts est beaucoup plus dure et plus âpre.

Les calculs de phosphate de chaux se dissolvent, quoique lentement, dans les acides nitrique, muriatique et acétique (mais non dans l'acide sulfurique de la pesanteur spécifique de 1020), et sont précipités sans changement par les alcalis. Quand on en met un petit morceau avec une goutte d'acide muriatique dans une capsule de verre qu'on chauffe avec une bougie, il se dissout promptement; et quand l'acide est évaporé, il cristallise en aiguilles qui se croisent à angles de 60 et de 120°. Le Dr. Wollaston regarde cette propriété comme un moyen très-exact de reconnoître les calculs composés de phosphate de chaux.

IV. On avoit depuis long-temps, quoique leur composition ne fût pas connue, distingué les calculs de la quatrième espèce sous le nom de *Calculs mûraux*, à cause de la singularité de leurs caractères extérieurs. Cette épithète dérivoit de leur ressemblance avec la mûre. Ils sont d'une couleur plus foncée que les autres variétés, et recouverts généralement d'un grand nombre de tubercules élevés. Leur dureté surpasse beaucoup celle des autres calculs, car on ne peut les réduire facilement en poudre, ni les entamer avec un canif. Ils ont aussi une pesanteur spécifique beaucoup plus grande, qui varie de 1,428 à 1,976, d'après Fourcroy et Vauquelin.

Ces calculs sont solubles dans les acides nitrique et muriatique, mais seulement quand ils sont chauds et concentrés. La solution muriatique a une couleur brune, et dépose des cristaux blancs par refroidissement. Les alcalis purs ne décomposent pas ces calculs; mais quand on les fait digérer avec des carbonates alcalins, l'acide oxalique est séparé et remplacé par l'acide carbonique. Pour mettre l'acide oxalique à l'état de séparation, on décompose l'oxalate de potasse par l'acétate de barite ou le sur-acétate de plomb, et l'oxalate de barite ou de plomb par l'acide sulfurique. C'est le procédé de Fourcroy et Vauquelin; mais le docteur Wollaston sépare l'acide oxalique en traitant directement le calcul en poudre par l'acide sulfurique, et faisant cristalliser l'acide oxalique ainsi obtenu.

On démontre la présence de la chaux dans ces calculs, d'une manière simple, en les brûlant dans un creuset, et calcinant fortement le résidu. Par l'addition de l'eau, on obtient de l'eau de chaux.

La silice est très-rare dans les calculs, et on ne l'a encore rencontrée que dans un ou deux.

Telles sont les principales espèces de concrétions urinaires; si l'on faisoit quelque addition aux quatre classes dans lesquelles je les ai rangées, je proposerois d'en ajouter deux autres : la 5[e] comprendroit les calculs qui contiennent plusieurs des substances dont nous avons parlé, dans un état de mélange tel qu'on ne peut les reconnoître que par l'analyse chimique; et la 6[e] ceux dans lesquels ces substances sont disposées en couches ou lits concentriques purs. Cependant il est bon de donner une idée de la classification proposée par Fourcroy et Vauquelin, après l'analyse de plus de 600 concrétions.

I. GENRE. *Calculs composés d'un seul ingrédient.*

Espèce 1. Calculs d'acide urique.
2. — urate d'ammoniaque (1).
3. — oxalate de chaux.

II. GENRE. *Calculs composés de deux ingrédiens.*

Espèce 1. Calculs d'acide urique et de phosphate terreux en couches distinctes.
2. — d'acide urique et de phosphate terreux intimement mêlés.
3. — d'urate d'ammoniaque et de phosphates en couches.
4. — des mêmes ingrédiens intimement mêlés.
5. — de phosphate terreux, mêlés ou disposés en couches minces.
6. — d'oxalate de chaux et d'acide urique en couches distinctes.
7. — d'oxalate de chaux et de phosphate terreux en couches.

(1) Les expériences récentes de M. Brande rendent douteuse la présence de l'urate d'ammoniaque comme un ingrédient des calculs, au moins elles s'accordent parfaitement avec les miennes.

III. GENRE. *Calculs composés de trois ou quatre substances.*

Espèce 1. Calculs d'acide urique ou d'urate d'ammoniaque, de phosphate terreux ou d'oxalate de chaux.

2. — d'acide urique, d'urate d'ammoniaque, de phosphate terreux et de silice (1).

---

(1) M. William Wollaston (*Ann. de chimie*, LXXVI, p. 21.) a découvert une nouvelle espèce de calcul, dont les propriétés physiques se rapprochent beaucoup de celles du phosphate ammoniaco-magnésien, mais qui est plus compacte; ce calcul est formé à l'intérieur de cristaux confus, et a une demi-transparence jaunâtre, et un éclat particulier.

Distillée à feu nu, cette substance donne du carbonate d'ammoniaque, de l'huile, et un charbon noir spongieux.

Au chalumeau, elle donne, outre l'odeur des matières animales, une fétidité toute particulière.

Elle n'est que très-peu soluble dans l'eau, est insoluble dans l'alcool, dans les acides acétique, tartarique, citrique, et dans le carbonate d'ammoniaque saturé.

Les acides nitrique, sulfurique, phosphorique, oxalique et muriatique la dissolvent en grande quantité, ainsi que l'ammoniaque, la soude, la potasse, la chaux et les carbonates saturés de potasse et de soude.

La combinaison de cette substance avec la soude forme des cristaux aiguillés, qui se dissolvent dans l'eau, s'ils n'ont été altérés par une trop forte chaleur.

Le sel muriatique la décompose à la chaleur de l'eau bouillante.

Le sel nitrique ne donne pas d'acide oxalique, et ne se colore pas en rouge comme l'acide urique, mais il passe du brun au noir.

Sa combinaison avec les alcalis forme de petits cristaux. En précipitant, par l'acide acétique, une dissolution à chaud de cette substance dans la potasse, il se forme par refroidissement

Les calculs urinaires retirés de la vessie de quelques animaux, diffèrent de ceux de l'homme en ce qu'ils ne contiennent pas d'acide urique, et consistent principalement en carbonate et phosphate de chaux, cémentés par une matière animale.

SECTION VI.

Des Os, des Ecailles, des Croûtes et des Cornes.

Les os des animaux sont composés en partie de sels terreux qui leur donnent de la solidité et de la dureté, et en partie d'une matière animale qui sert à les cémenter et tient les matières terreuses dans l'état d'union. Quand on les fait bouillir long-temps avec l'eau, une grande partie de la matière animale se dissout, et on obtient une solution qui se concrète par le refroidissement, en une masse gélatineuse; il est donc certain que les os contiennent de la gélatine, mais en outre on y rencontre une autre substance animale, qui reste

de petits cristaux qui ont la forme de tables hexagones applaties.

M. Wollaston regarde la substance de ce calcul comme un oxide, qu'il propose d'appeler *oxide cystique*.

M. Melandri vient de découvrir une nouvelle espèce de calculs (*Bull. de phar.*, 1°., 1812.), que le professeur Marabelli propose d'appeler *Albiperlés*, par le blanc de perle qui les distingue.

L'*Albiperle*, ou le principe particulier de cette espèce de calcul se trouvoit mêlé avec de l'adipocire; elle est d'un jaune perle, d'une pesanteur spécifique de 0,900, fusible au feu, et se décompose en répandant une odeur âcre et animale. L'alcool le dissout en laissant une matière animale colorante, les alcalis fixes ne dégagent pas d'ammoniaque, et les acides ne la dissolvent pas. (*Note du traducteur.*)

après l'action lente des acides nitrique et muriatique étendus. Ces acides dissolvent les sels terreux et la gélatine, et il reste une substance molle, flexible, qui retient en grande partie la figure de l'os employé. Cette substance molle et spongieuse paroît être analogue au cartilage, et elle est essentielle à la constitution des os et des écailles organisés. Il paroît que sa production précède la formation des os et des autres couvertes solides des animaux. M. Hatchett (à qui nous devons ces observations), a trouvé qu'elle ressemble plutôt à l'albumine coagulée, pour ses propriétés chimiques.

Outre la moëlle qui est logée dans les cavités vides des os, ils contiennent dans la partie la plus dure et la plus solide, une certaine quantité d'huile. Cette huile paroît sous forme solide et se fige à la surface de la masse gélatineuse extraite par l'ébullition. Elle exsude aussi des os dans les préparations anatomiques récentes, et une partie de cette huile passe sans altération dans la distillation des os. Par cette opération les os sont privés seulement de leur partie huileuse; mais les autres substances animales qu'ils contiennent sont décomposées, il se produit une grande quantité de carbonate d'ammoniaque, et il reste dans la cornue les sels terreux noircis par le charbon. Par la combustion à l'air libre, ce charbon se détruit, et les matières terreuses restent à l'état parfaitement blanc. On distille de cette manière de grandes quantités d'os pour obtenir le carbonate d'ammoniaque, que l'on emploie ensuite pour préparer le muriate de cet alcali. On convertit actuellement en noir de fumée, l'huile animale (employée autrefois en médecine sous le nom d'*huile de Dippel*), qui ne

peut servir à d'autres usages à cause de son odeur désagréable.

Quand on verse de l'acide muriatique ou de l'acide nitrique étendus, sur la cendre blanche des os, il se fait une effervescence, et presque tout se dissout. Quand on verse, dans la liqueur filtrée, de l'ammoniaque pure, il se précipite en grande quantité une terre blanche, mais après qu'elle a cessé de se produire, l'addition de carbonate d'ammoniaque occasionne un nouveau précipité. Celui qui est formé par l'alcali pur, est composé de phosphate de chaux, et d'une petite quantité de phosphate de magnésie, et le second précipité est du carnate de chaux. Fourcroy et Vauquelin ont donné les proportions suivantes pour les os de bœuf.

Matière animale.......	51
Phosphate de chaux....	37,7
Carbonate de chaux....	10,0
Phosphate de magnésie..	1,3
	100.

Outre ces substances, M. Hatchett a trouvé dans les os, une petite quantité de sulfate de chaux, et Berzelius y a découvert une combinaison d'acide fluorique avec la même terre, que Morichini avoit trouvée d'abord dans l'émail des dents. Berzelius a donné le tableau suivant du résultat de ses analyses (1):

(1) *Annales de Chimie*, LXI, pag. 257.

	Os humains secs.	Email des dents humaines.	Os de bœuf secs.	Email des dents de bœuf.
Cartilage.	32,17	0,0	33,30	3,56
Vaisseaux sanguins.	1,13	0,0	0,00	0,00
Fluate de chaux.	2,00	3,2	2,90	4,00
Phosphate de chaux.	51,04	85,3	55,45	81,00
Carbonate de chaux.	11,30	8,0	3,85	7,10
Phosphate de magnésie.	1,16	1,5	2,05	3,00
Soude, muriate de soude, eau, etc.	1,20	2,0	2,45	1,34
	100.	100.	100.	100.

Les dents humaines sont composées des mêmes principes que l'émail, et dans la même proportion, excepté qu'elles contiennent du cartilage. M. Hatchett a trouvé que cette base cartilagineuse reste en conservant la forme de la dent, après que l'on a enlevé les autres composans au moyen de l'acide nitrique étendu. L'émail, au contraire, se dissout en entier dans l'acide nitrique étendu, il ne contient donc pas de cartilage. Mais il contient probablement de la gélatine. C'est peut-être à la solution de cette substance animale (qui n'est pas précipitable par les alcalis), que l'on peut attribuer la perte que l'on remarque dans l'analyse de l'émail par M. Pepys. Il a trouvé que l'émail des dents humaines, consiste en

Phosphate de chaux.	78
Carbonate de chaux.	6
Perte et Eau....	16
	100.

Le même chimiste a trouvé la substance de la dent formée de

	Racines des dents.	Dents des adultes.	Premières dents des enfans.
Phosphate de chaux.	58	64	62
Carbonate de chaux.	4	6	6
Cartilage..........	28	20	20
Perte..............	10	10	12
	100.	100.	100.

M. Hatchett a divisé en deux classes, les écailles qui recouvrent plusieurs animaux marins et terrestres. Il a nommé les premières, *écailles porcellanisées*, à cause de leur ressemblance avec la porcelaine; à cette classe appartiennent plusieurs espèces de *volutes*, de *cypréa*, etc. La seconde classe se rapproche de la nacre de perles. Les écailles des moules d'eau douce, et des huitres, peuvent s'y rapporter, et la perle elle-même possède des caractères chimiques semblables. D'après ses expériences sur ces deux classes, M. Hatchett a conclu que les écailles porcellanisées consistent en carbonate de chaux cémenté par une petite portion de matière animale, et que la nacre de perle et la perle, n'en diffèrent que parce qu'elles contiennent une plus petite proportion de carbonate de chaux. Celles-ci au lieu d'être cémentées simplement par une matière animale, contiennent une substance membraneuse ou cartilagineuse, qui conserve sa forme après que l'on a enlevé les substances terreuses.

La couverte des animaux crustacés (comme les échines, les crabes, les étoiles de mer, etc.) diffère en composition des écailles marines, et approche de

celles des œufs d'oiseaux. M. Hatchett les a trouvées composées de carbonate de chaux, d'une petite quantité de phosphate de chaux, et cémentées par une matière animale.

Les cornes diffèrent essentiellement de toutes les substances que nous avons décrites dans cette section. La proportion de matière terreuse obtenue par sa combustion, monte à peine à $\frac{1}{100}$. Elles paroissent consister principalement en gélatine et en albumine coagulées.

SECTION VII.

Des Muscles, des Membranes, des Tendons et des Ligamens.

La *chair musculaire* des animaux consiste principalement en une substance particulière que nous avons décrite ci-dessus sous le nom de *Fibrine.* Quoiqu'elle soit généralement d'une couleur rouge, la fibre musculaire est cependant blanche, et peut être obtenue à cet état en enlevant, par des lavages très-long-temps continués, toutes les substances solubles. La solution est d'une couleur foncée quand on la concentre par l'ébullition; elle se prend en gelée par refroidissement, et alors on voit que la gélatine forme un des composans des os. Ils contiennent aussi de l'albumine, qui se dépose en flocons quand on chauffe la solution aqueuse; il se concrète, par le refroidissement, une portion de graisse, mais elle doit être considérée comme un mélange accidentel. Quand on a évaporé la gélatine à siccité, l'alcool enlève une espèce particulière d'extrait décrit d'abord par Thouvenel. Les muscles en-

tiers calcinés laissent environ 0,05 de leur poids de matière saline composée sur-tout de phosphates de soude, d'ammoniaque et de chaux et de carbonate de chaux. La chair musculaire est donc composée de

1. Fibrine.	4. Albumine.
2. Gélatine.	5. Sels neutres.
3. Extrait.	

Par l'action de l'eau bouillante sur les muscles, la gélatine se dissout avec de l'extrait et de la matière colorante, et cette solution forme le bouillon. L'albumine et la fibrine restent sous forme de coagulum : quand on grille la viande, le suc aqueux exsude en partie et entraîne avec lui une portion de gélatine et d'extrait, dont une forte solution dans l'eau constitue la *gelée de viande.*

Il existe une grande différence entre la couleur et les autres propriétés de la chair musculaire des divers animaux, mais la cause de ces différences n'est pas bien connue. Elle dépend probablement de la proportion de fibrine, d'albumine et des autres principes par rapport les uns aux autres. La gélatine paroît être plus abondante dans la viande des jeunes animaux, et l'albumine et l'extrait prévalent dans celle des vieux animaux.

Les *Tendons* sont de fortes cordes qui forment la terminaison des muscles et les réunissent avec les os. Ils diffèrent des muscles, en ce qu'ils ne contiennent pas de fibrine, et sont complètement solubles dans l'eau par une ébullition suffisamment longue. La solution possède les propriétés de la gélatine.

Les *Ligamens* sont des bandes extrêmement fortes

qui lient les os ensemble aux différentes jointures. Ils sont en grande partie, mais non complètement solubles dans l'eau bouillante, et ils contiennent donc, outre la gélatine, quelque autre substance animale, qui est probablement l'albumine.

Les *Membranes* sont des substances minces demi-transparentes formant quelquefois des cellules qui contiennent des liquides, et quelquefois tapissent et doublent les différentes cavités du corps. Elles sont, pour la plus grande partie, mais non entièrement solubles dans l'eau, et sont alors composées principalement de gélatine. C'est à cause de ce principe que les membranes se convertissent en cuir par l'opération du tannage.

SECTION VIII.

Des Couvertures molles des animaux, c'est-à-dire, *des Ongles, des Ecailles, de la Peau, des Cheveux, des Plumes et de la Laine.*

Les *Ongles* et les *Sabots* des animaux ressemblent beaucoup à la corne par leur composition. Leur base semble être une série de membranes composées d'albumine coagulée, dans laquelle s'est déposée une grande quantité de gélatine. Ils ne se dissolvent pas en entier par une longue ébullition; ils laissent, par la calcination, une très-petite proportion de matières terreuses.

Les *Ecailles* des serpens ressemblent aussi à la corne par leur composition chimique et leurs propriétés. Les écailles des poissons, au contraire, sont plus analogues à la nacre de perle, et composées de lits alternatifs de membranes et de phosphate de chaux.

La *Peau* consiste en deux parties : une à la surface, qui est une membrane blanche, dure et presque insensible, et une intérieure, remplie de vaisseaux sanguins et de nerfs, et qui se distingue par une grande sensibilité. Entre ces deux membranes, il y a dans le corps humain une substance molle appelée *Tissu muqueux*.

1. La couche extérieure, appelée la *Cutiale* ou *Epiderme*, se sépare des autres parties par l'action du vésicatoire. Elle n'est pas soluble dans l'eau ni dans les acides, si ce n'est quand ils sont assez concentrés pour la décomposer. Elle diffère alors beaucoup de la gélatine ; cependant les alcalis la dissolvent, et sous ce rapport, elle ressemble à l'albumine coagulée, d'autant plus que, comme elle, elle prend une teinte jaune par l'acide nitrique.

2. La *vraie peau* qui est au-dessous de l'épiderme consiste en un grand nombre de fibres qui se croisent les unes les autres en diverses directions, et sont très-solides et très-élastiques. Elle se dissout en entier dans l'eau par une longue ébullition, et la solution se prend en gelée par le refroidissement ; et par l'évaporation, elle peut être réduite en colle.

La vraie peau est donc composée presque entièrement de gélatine, mais elle éprouve quelques modifications qui la rendent insoluble dans l'eau. C'est à ce principe qu'est due la propriété qu'a la peau de se convertir en cuir par la combinaison avec le principe tannant, et de fournir de la colle.

3. Le *Tissu muqueux* est peu connu ; c'est cette partie de la peau qui lui donne la couleur, et l'on a trouvé que par une action assez long-temps continuée

de l'acide muriatique oxigéné, on pouvoit priver entièrement un nègre de sa couleur.

Les *Cheveux* ont été examinés avec beaucoup d'attention par Vauquelin. Il en a effectué une solution complète au moyen du digesteur de Papin. Cependant il faut que la température qui est nécessaire soit élevée avec précaution; car si on l'élève trop fortement, les cheveux se décomposent et donnent du carbonate d'ammoniaque, de l'huile empyreumatique et de l'hydrogène sulfuré. La solution contient toujours une espèce d'huile bitumineuse dont la couleur approche de celle des cheveux qui ont été dissous. Après la séparation de cette huile, la solution est précipitée par l'infusion de noix, de galle, mais elle ne prend pas en gelée par le refroidissement. Les acides y occasionnent un précipité qui est redissous par un excès d'acide. Elle précipite l'argent en noir et le plomb en brun.

Une dissolution saturée de potasse dissout les cheveux, excepté un peu d'huile, le soufre et le fer, et ce composé est une espèce de savon. Quand on a employé des cheveux rouges, l'huile a une couleur jaune. L'alcool enlève aussi aux cheveux une huile dont la couleur varie avec celle des cheveux.

Le charbon obtenu en incinérant les cheveux, contient du phosphate, du sulfate et du carbonate de chaux, du muriate de soude, de la silice, de la magnésie et des oxides de fer et de manganèse. Toutes ces substances sont en très-petite proportion dans les cheveux, et varient dans les cheveux de différentes couleurs. Les cheveux sont donc composés principalement d'une matière animale ressemblant à l'albumine, d'une huile de

diverses couleurs, de soufre, de silice, de carbonate et de phosphate de chaux, et d'oxides de fer et de manganèse.

Les *Plumes* ressemblent probablement aux cheveux en composition. M. Hatchett y a trouvé de l'albumine coagulée, mais pas de gélatine.

La composition de la *Laine* n'est pas bien connue, mais il est probable qu'elle contient de l'albumine coagulée, puisqu'elle forme un savon avec les alcalis purs.

On ne connoit pas bien non plus la composition de la *Soie*. Elle est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, mais elle se dissout dans les acides et les alcalis purs. Elle donne, par l'action de l'acide nitrique, une substance particulière connue sous le nom de *Principe amer.*

SECTION IX.

De la Substance cérébrale.

La matière médullaire du cerveau et du système nerveux paroît différer de toutes les autres substances organisées. Elle a été examinée d'abord par M. Thouret, pour tâcher d'expliquer pourquoi la matière cérébrale étoit exempte du changement que l'on avoit observé dans les corps enterrés au *cimetière des Innocens.* Fourcroy a, depuis, ajouté quelques faits importans sur ce sujet, et réfuté les expériences de M. Thouret dans quelques points.

La substance médullaire du cerveau est molle, et forme, quand on l'agite avec l'eau, une espèce d'émulsion qui passe au travers des tissus les plus fins. Ce fluide se coagule à une chaleur de 70°, et il se sépare une certaine quantité de matière semblable à l'albumine. Les acides

produisent une pareille coagulation, mais ce coagulum diffère sous plusieurs rapports de celui du sang. Bouilli avec l'alcool, il perd à peu près six dixièmes de son poids, mais un tiers de la quantité qui a été dissoute se dépose par le refroidissement sous la forme de cristaux lamelleux semblables à ceux que l'on obtient des calculs biliaires, du spermacéti, de l'adipocire, mais qui en diffère seulement, parce qu'il ne se fond qu'à une chaleur plus élevée. La portion qui reste en solution se sépare par l'addition de l'eau et par l'évaporation.

Quand on expose à l'air la substance cérébrale, elle éprouve promptement une décomposition spontanée, et donne un acide avant de passer à la putridité. L'acide nitrique ne produit pas sur cette substance les mêmes effets que sur les autres matières animales. Il ne se sépare pas de nitrogène; mais quand on élève sa température, il se dégage une grande quantité de carbonate d'ammoniaque, et il reste de l'acide oxalique dans la cornue.

L'acide sulfurique étendu dissout en partie la substance cérébrale, et coagule une autre partie. La solution devient noire quand on la concentre par l'évaporation; il se forme de l'acide sulfureux et des cristaux de sulfate d'ammoniaque, et l'on trouve dans le liquide des sulfates d'ammoniaque et de chaux, de l'acide phosphorique et des phosphates de soude et d'ammoniaque.

Quand on dessèche la matière cérébrale à la température de l'eau bouillante, elle se coagule, et il s'en sépare un peu d'eau. Quand on augmente la chaleur, il se dégage de l'ammoniaque qui, en s'unissant à l'acide carbonique formé en même temps, donne du carbonate d'ammoniaque. On obtient aussi de l'huile, et il

se forme du gaz hydrogène sulfuré et carburé. Il reste dans la cornue un charbon qui contient des traces de phosphate de chaux et de soude (1).

---

(1) M. Vauquelin (*Ann. Mus. d'hist. nat.* VII.) vient de publier une savante analyse de la matière cérébrale. Il l'a trouvé formée de deux matières grasses particulières, l'une blanche et l'autre rouge, d'albumine, d'osmazone, de différens sels, de phosphore et de soufre.

La matière animale blanche est concrète, molle et poisseuse, d'un aspect satiné et brillant, et tache le papier comme les huiles.

Elle se fond par la chaleur, et se fonce beaucoup en couleur, se dissout dans l'alcool chaud, et se précipite en grande partie par le refroidissement; au soleil elle prend une couleur jaune : la dissolution alcoolique de cette substance brûle avec flamme et fuliginosité : le résidu contient de l'acide phosphorique ; mais l'on ne trouve pas, dans le résidu de la combustion, de phosphate de chaux ou de magnésie, ni de phosphates alcalins dans la solution ; il faut donc en conclure que la matière cérébrale, comme la laite de poisson, contient du phosphore.

L'autre matière animale est rouge brun, d'une odeur semblable à celle du cerveau, d'une saveur de graisse rance. Elle forme avec l'eau une espèce d'émulsion homogène, qui ne se sépare que lentement, et d'où les acides, ainsi que la noix de galle précipitent des flocons blancs opaques.

Cette matière se dissout dans l'alcool chaud, à l'exception de quelques flocons ; elle fond et noircit sur le charbon, se boursouffle en répandant l'odeur de matière animale brûlée, puis celle de la graisse en vapeurs.

Brûlée dans un creuset de platine, elle donne de l'acide phosphorique ; d'où il faut conclure qu'elle contient du phosphore.

Nous ne pouvons ici donner une analyse plus longue de cet excellent travail, mais nous renvoyons au mémoire de M. Vauquelin. (*Note du traducteur.*)

DEUXIEME PARTIE.

De l'examen des eaux minérales, et des corps minéraux en général.

CHAPITRE PREMIER.

Analyse des Eaux minérales.

L'ANALYSE complète et exacte des eaux minérales, et des corps minéraux en général, est un des sujets les plus difficiles de la chimie pratique, et elle exige une connoissance très-étendue des propriétés et du mode d'action d'une classe très-nombreuse de corps. Il est donc essentiel d'avoir fait une étude longue et attentive de la science, pour déterminer d'une manière exacte la proportion des élémens des corps. Mais une telle exactitude n'est pas nécessaire pour les expériences qui servent aux besoins de la vie; une connoissance générale de la composition des corps suffit pour en diriger les principales applications. Je décrirai donc seulement les expériences nécessaires pour faire connoître la nature des corps qui composent les eaux minérales, et les substances minérales en général.

Cependant avant de procéder à l'analyse d'une eau, il faudra s'occuper de son histoire naturelle, et examiner attentivement ses propriétés physiques. La nature

des terrains qui environnent la source, nous fournira des idées sur les principes que contient l'eau ; on établira dans quel temps de l'année l'analyse a été faite, et si c'est après une saison humide ou sèche. On doit observer avec attention la température de l'eau à sa sortie de la source, et la quantité d'eau que cette source en donne pendant un temps donné. On s'assurera aussi à la fontaine même, de la saveur, de l'odeur, du degré de température, etc. On s'assurera de la pesanteur spécifique en pesant à une température donnée, l'eau dans une bouteille capable de contenir un poids donné d'eau distillée, à la même température. Il est bon aussi d'examiner sur le lieu, le canal au travers duquel l'eau a coulé, de rassembler le dépôt qui peut s'y être formé, et d'examiner sa nature.

On doit examiner d'abord l'action de la chaleur sur l'eau. Quelques-unes perdent leur transparence, et déposent un précipité quand on élève leur température. On peut en général conjecturer cet effet d'après l'apparence de l'eau. Si sa couleur est jaune brunâtre, elle est formée en partie ou entièrement par l'oxide de fer ; si elle est blanche elle est due à des carbonates terreux. L'eau minérale qui contient du fer, dépose ce métal quand elle est exposée à l'air, et il se forme à sa surface une pellicule mince, qui se dépose dans les bassins naturels, ou qui peut être rassemblée dans des vases. On peut quelquefois découvrir par ce moyen dans une eau, du fer que l'on n'avoit pu y reconnoître d'abord, parce qu'il s'oxide davantage, et devient plus sensible à l'action des réactifs. Les eaux sulfureuses précipitent même quand elles sont renfermées dans une fiole bien bouchée ;

l'hydrogène quitte alors le soufre qui se précipite sous forme d'une poudre blanche.

SECTION PREMIÈRE.

Examen des Eaux minérales par les réactifs.

La nature ne nous présente jamais l'eau à l'état de pureté. Lors même qu'on recueille l'eau de pluie, les réactifs y démontrent de petites quantités de matières étrangères ; et quand elle a été absorbée par les terres, et qu'après avoir traversé différens lits, elle se rend à la source, on trouve qu'elle a dissous plusieurs substances. La meilleure méthode de connoître les différentes substances que contient une eau minérale, consiste à la traiter par les réactifs, c'est-à-dire, par des substances qui, mêlées à l'eau, indiquent par certains phénomènes, la nature des substances salines et autres. Par exemple, si l'eau rougit la teinture de litmus, nous pouvons en conclure qu'elle contient un acide libre; si ce changement a lieu même après que l'eau a bien bouilli, on juge que l'acide est fixe, et si en y versant du muriate de barite il se fait un précipité, on conclut que l'acide contenu dans l'eau est en tout ou en partie de l'acide sulfurique. Je vais énumérer d'abord les moyens que l'on emploie généralement pour examiner les eaux, et je décrirai leur application; j'indiquerai ensuite les substances que l'on trouve généralement dans les eaux minérales, et les moyens de les découvrir.

M. Kirwan a employé les réactifs pour connoître d'une manière exacte, non-seulement la nature, mais

même la quantité des ingrédiens des eaux minérales. Un exemple éclaircira ceci. C'est un fait établi que 100 parties de muriate de soude cristallisé, quand elles ont été complètement décomposées par le nitrate d'argent, donnent 240 parties de muriate d'argent. Il est donc aisé d'après le poids du précipité produit par le nitrate d'argent, dans une quantité d'eau donnée, de déduire la quantité de muriate de soude que contient cette eau, et alors 100 parties de muriate d'argent indiquent à peu près 41 $\frac{1}{7}$ de sel commun cristallisé. On peut appliquer le même mode d'estimation à diverses autres substances, et l'on trouvera dans la description suivante de l'usage des divers réactifs, les règles pour chaque cas particulier.

I. *Infusion de Litmus, Sirop de Violettes, etc.*

On prépare l'infusion de litmus en mettant cette substance préalablement concassée dans un mortier, dans de l'eau distillée qui extrait sa couleur bleue.

Si la couleur de l'infusion tend un peu trop au pourpre, on peut la corriger en y versant une ou deux gouttes de solution d'ammoniaque pure; mais il ne faut pas en ajouter un excès, car alors on diminueroit la sensibilité de ce réactif.

On ne peut facilement obtenir le sirop de violettes pur. On distingue le sirop naturel du sirop frelaté, à l'aide d'une solution de sublimé corrosif, qui verdit le premier, et rougit le second. Le sirop naturel est un excellent réactif pour les acides, et on l'emploie de la même manière que l'infusion de litmus.

Le papier teint avec le suc de violettes de mai, ou avec celui de raves, remplit le même objet. On doit employer du papier non collé, ou bien s'il l'a été, il faut le laver avec de l'eau chaude, parce que l'alun qui entre dans la composition de la colle, change en rouge les couleurs bleues végétales.

On trouve dans le *Magasin philosophique*, vol. 1, pag. 180, quelques recettes pour d'autres liqueurs-réactif, imaginées par M. Watt.

L'infusion de litmus est un moyen de reconnoître les acides non combinés dans les eaux que l'on examine.

1. Si l'infusion rougit l'eau non bouillie, et qu'elle ne rougisse pas celle qui a bouilli, ou si la couleur rouge occasionnée par l'infusion dans l'eau récente, retourne au bleu par l'ébullition, on peut conclure que l'acide est volatil, et que c'est probablement de l'acide carbonique. Le gaz hydrogène sulfuré, dissous dans l'eau, rougit aussi le litmus, mais non pas après l'ébullition.

2. Lorsque l'acide est volatil; pour reconnoître si c'est de l'acide carbonique ou de l'hydrogène sulfuré, ajoutez à la liqueur un peu d'eau de chaux ou même d'eau de barite. S'il y a de l'acide carbonique, il se fera un précipité qui se dissoudra avec effervescence dans l'acide muriatique. L'hydrogène sulfuré peut être également contenu avec l'acide carbonique, dans la même eau : on s'en assurera par les moyens que nous décrirons plus loin.

3. Le papier teint avec le litmus, rougit aussi avec l'acide carbonique, mais il reprend sa couleur quand on le sèche. Les acides minéraux et les acides fixes, le rougissent d'une manière permanente. Cependant pour

que les acides produisent cet effet, il faut qu'ils soient en quantité suffisante. Le papier bleu foncé dont on enveloppe ordinairement les pains de sucre fin, n'est pas rougi par l'acide carbonique ou l'hydrogène sulfuré, mais seulement par les acides forts.

II. *Infusion de litmus rougie par le vinaigre. — Teinture spiritueuse de bois de Brésil. — Teinture de turmeric, et papier teint avec ces trois substances. — Sirop de violettes.*

Ces différens réactifs servent au même objet.

1. L'infusion ou le papier de litmus rougis par le vinaigre, recouvrent leur couleur par les alcalis et les terres pures, et par les carbonates alcalins et terreux.

2. Le papier et l'infusion de turmeric sont changés en rouge, tant par les alcalis, soit purs ou carbonatés, que par les terres pures, mais non par leurs carbonates.

3. L'infusion rouge du bois de Brésil et le papier teint avec cette infusion, deviennent bleus par les alcalis et les terres, et même par les carbonates terreux avec excès d'acide. Cependant ce dernier effet cesse ou devient beaucoup moins apparent quand l'eau a été portée à l'ébullition.

4. Le sirop de violettes pur, est verdi (1) par les mêmes moyens, ainsi que le papier teint avec le suc de violettes, ou de raves.

(1) D'après M. Accum, le sirop de violettes qui a perdu sa couleur avec le temps, la reprend quand on l'agite avec du gaz hydrogène. M. Descroizilles recommande de préférence au sirop, la *saumure* de violettes, que l'on prépare en ajoutant du sel commun à du suc exprimé (*Ann. de chimie* LXVIII, ou *Nich. Journ.*, XXV, pag. 232.

III. *Teinture de noix de galle.*

Cette teinture est le réactif le plus généralement employé pour découvrir le fer. Elle forme, avec toutes les combinaisons de ce métal, une couleur noire plus ou moins intense, selon les quantités de fer. Il faut cependant, pour que le fer produise cette couleur, qu'il soit oxidé au maximum, car les sels de fer peu oxidés, ne produisent pas cet effet, si ce n'est après qu'ils ont été exposés pendant quelque temps à l'air. En employant ce réactif avant et après l'ébullition ou l'évaporation, on peut connoître si le fer étoit uni à l'acide carbonique ou à quelque acide fixe.

1. S'il produit cet effet avant l'application de la chaleur, et qu'il ne le produise plus après, son dissolvant est l'acide carbonique.

2. Si l'effet a lieu avant comme après, il contient un acide minéral.

3. Si par l'ébullition il se précipite une poudre jaunâtre, et que l'infusion de noix de galle continue encore à noircir l'eau, le fer, comme cela arrive souvent, étoit dissous par l'acide carbonique, et par un acide fixe. Klaproth s'est servi dans son analyse de l'eau de Carlsbad, d'un autre moyen pour découvrir la présence du fer au moyen de la noix de galle, il suspendit avec un fil, un morceau de noix de galle dans une large bouteille d'eau récente, et la quantité de fer étoit si petite, qu'il ne la découvrit que dans l'eau retirée depuis peu de la source, par un nuage brun qu'il produisoit autour de la noix de galle. (Klaproth, vol. 1, pag. 279).

IV. *Acide sulfurique.*

1. L'acide sulfurique démontre par une légère effervescence, la présence de l'acide carbonique, soit libre, soit combiné avec des alcalis ou des terres.

2. L'acide sulfurique forme au bout de peu de jours un précipité blanc, avec la chaux pure ou non combinée. Quand cet acide dégage d'une eau minérale bien bouillie, du gaz hydrogène sulfuré, M. Westrumb affirme que l'on peut en conclure la présence de l'hydro-sulfure de chaux. Dans ce cas le sulfate de chaux se précipite. (*Nich. Journ.*, XVIII, 40).

3. La barite est précipitée instantanément sous forme d'une poudre blanche (1).

4. Les sels nitrique ou muriatique secs, ou dissous dans un peu d'eau, sont décomposés par l'acide sulfurique, et si l'on promène au-dessus du vase un bouchon humecté avec de l'ammoniaque, on verra un nuage blanc. Nous donnerons tout-à-l'heure le moyen de reconnoître si c'est de l'acide nitrique ou de l'acide muriatique.

V. *Acide nitrique et nitreux.*

Si ces acides occasionnent une effervescence, ils donnent la même indication que l'acide sulfurique. On a recommandé l'emploi de l'acide nitreux rutilant, pour distinguer, dans les eaux hépathiques, l'hydro-sul-

---

(1) Le précipité est insoluble dans l'eau et dans un excès de son propre acide, ou d'acide nitrique ou muriatique.
(*Note du traducteur.*)

ſure de potasse de l'hydrogène sulfuré. Dans le premier cas il se forme un précipité blanc par l'addition de l'acide nitreux, et il se développe une odeur fétide ; dans le second cas, on aperçoit seulement un léger trouble, et l'odeur de l'eau devient moins désagréable. Si une eau donne après l'ébullition un précipité de soufre, avec l'acide nitreux, Westrumb conclut que cet effet est dû à l'hydro-sulfure de chaux.

VI. *Acide Oxalique et Oxalate.*

L'acide oxalique est le réactif le plus délicat pour reconnoître la chaux qu'il sépare de toutes ses combinaisons.

1. Si une eau qui est précipitée par l'acide oxalique, devient laiteuse par l'addition d'une solution d'aeide carbonique, ou par l'insufflation de l'air des poumons, on peut conclure qu'elle contient de la chaux pure (ou peut-être de la barite, que l'on n'a pas encore trouvée pure dans les eaux).

2. Si l'acide oxalique occasionne un précipité avant l'ébullition, et qu'il n'en fasse pas après, la chaux étoit dissoute dans un excès d'acide carbonique.

3. Si l'acide oxalique précipite après l'ébullition, c'est un acide fixe qui tient la chaux en dissolution. Cependant un grand excès de quelque-uns des acides minéraux, empêche l'acide oxalique de précipiter la chaux, parce que quelques-uns de ces acides décomposent l'acide oxalique, et les autres dissolvent l'oxalate de chaux et l'empêchent de se précipiter. (Kirwan *on Waters*, page 88).

On peut former facilement l'oxalate d'ammoniaque ou de potasse en saturant les carbonates respectifs de

ces alcalis avec une solution d'acide oxalique. Ces oxalates peuvent découvrir la chaux, lors même qu'elle est sursaturée d'acides nitrique ou muriatique. On sature cet excès d'acide avec de l'ammoniaque pure, et la précipitation a lieu.

On peut connoître la quantité de chaux qui se trouve dans le précipité, en calcinant ce sel à l'air, et convertissant ainsi l'oxalate en carbonate, et en chassant ensuite cet acide carbonique, en calcinant à une forte chaleur dans un creuset couvert. D'après M. Marcet, 117 parties de sulfate de chaux donnent 100 d'oxalate sec à 15° centigrades.

Je trouve que le fluàte d'ammoniaque dont Scheele a recommandé l'emploi, est un des réactifs les plus délicats. On peut le préparer en saturant d'acide fluorique du carbonate d'ammoniaque dans un creuset de plomb, et laissant un excès d'acide.

VIII. *Alcalis purs et carbonatés.*

1. Les alcalis fixes purs précipitent toutes les terres et tous les métaux dissous dans un menstrue fixe ou volatil, mais seulement dans certains états de concentration. Par exemple, le sulfate d'alumine peut exister dans l'eau dans la proportion de 4 milligrammes sur 300, sans être découvert par les alcalis fixes purs. Comme les alcalis précipitent beaucoup de substances, il est évident qu'ils ne peuvent être employés comme réactifs très-délicats. Un œil habitué juge à la couleur du précipité, selon qu'elle s'approche ou s'éloigne du blanc, qu'il contient plus ou moins de substances mé-

talliques, et l'on peut connoître sa composition au moyen des règles que je vais donner.

2. Les alcalis fixes purs décomposent aussi tous les sels à base d'ammoniaque, et cet alcali devient évident par son odeur (à moins que les sels ne soient dissous dans beaucoup d'eau), et aussi par la fumée blanche qu'il produit quand on en approche un bouchon humecté d'acide muriatique.

3. Les carbonates de potasse et de soude produisent le même effet.

4. L'ammoniaque pure précipite tous les sels terreux et alcalins; elle donne une couleur bleue aux liquides qui contiennent du cuivre ou du nickel en solution, parce que les oxides précipités se rédissolvent dans un excès d'ammoniaque.

5. Le carbonate d'ammoniaque a la même propriété, excepté qu'il ne précipite pas la magnésie de ses combinaisons. On peut par ce moyen s'assurer de la présence de cette terre dans une solution, en y versant du carbonate d'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité, filtrant la liqueur, la chauffant à peu près à 100°, et y versant ensuite de l'ammoniaque. S'il se fait un précipité, on peut en conclure qu'il y a de la magnésie. La zircone, l'ittrya et la glucine ne peuvent être découvertes non plus par le carbonate d'ammoniaque; on ne les a pas encore trouvées dans les eaux minérales, et à peine peut-on en soupçonner la présence.

VIII. *Eau de chaux.*

1. On emploie principalement l'eau de chaux pour découvrir l'acide carbonique. Quand on mêle avec de l'eau

de chaux une volume égal d'une liqueur dans laquelle on soupçonne la présence de l'acide carbonique libre ou combiné, il se fait à l'instant un précipité qui est soluble avec effervescence dans l'acide muriatique.

2. L'eau de chaux démontre aussi la présence du sublimé corrosif par un précipité couleur de briques. Quand un liquide contient de l'acide arsénieux, l'eau de chaux y occasionne un précipité formé de chaux et d'acide arsénieux, qui est très-difficilement soluble dans l'eau. Ce précipité, mêlé avec de l'huile et jeté sur un charbon rouge, dégage une odeur d'ail très-forte.

IX. *Barite pure, et sa solution dans l'eau.*

1. La solution de barite pure est encore plus sensible que l'eau de chaux pour démontrer la présence de l'acide carbonique, et même elle est plus commode, parce qu'on peut la préparer instantanément avec les cristaux de barite. Cette solution s'emploie de la même manière que celle de la chaux, et l'on obtient un précipité solnble avec effervescence dans l'acide muriatique.

2. La solution de barite est aussi un des réactifs les plus sensibles de l'acide sulfurique et de ses combinaisons, avec lesquelles elle forme un précipité blanc insoluble dans l'acide muriatique.

La strontiane pure produit le même effet. Nous indiquerons au N°. XV la quantité de substance précipitée, qu'indique le poids du précipité.

X. *Métaux.*

1. L'argent et le mercure découvrent la présence des hydro-sulfures et du gaz hydrogène sulfuré. Quand on

met un peu de mercure dans une eau chargée de l'une de ces substances, sa surface devient noire; et en agitant la bouteille qui contient le mélange, il s'en sépare une poudre noire. L'argent est terni aussi promptement par le même moyen.

2. Les métaux peuvent être employés comme réactifs les uns des autres par le principe de l'affinité élective. Ainsi, par exemple, une plaque de fer bien poli, plongée dans une solution de sulfate de cuivre, se couvre d'une couche de ce métal, et la même chose arrive avec d'autres métaux.

XI. *Sulfate de fer.*

Le sulfate de fer et le sulfate d'argent, sont les seuls employés comme réactifs. On emploie en général le sulfate de fer pour découvrir la présence de l'oxigène, que les eaux peuvent contenir en petite quantité.

Quand on mêle une eau que l'on soupçonne contenir ce gaz, avec un peu de sulfate de fer récemment dissous, qu'on le garde bien bouché dans une fiole complètement remplie de ce mélange, et qu'il se précipite de l'oxide de fer au bout de quelques jours, on peut conclure que cette eau contient du gaz oxigène.

XII. *Sulfate, Nitrate et Acétate d'argent.*

Ces solutions sont toutes employées pour reconnoître les mêmes substances.

1. On s'en sert en particulier pour découvrir l'acide muriatique et les muriates, parce que l'argent quitte ses dissolvans pour s'unir avec l'acide muriatique, et forme avec lui un précipité caillebotté qui est d'abord

blanc, mais qui, par son exposition aux rayons du soleil, devient bleuâtre et enfin noir. Le docteur Black a trouvé que ce précipité séché et fondu à une légère chaleur, contient sur 1000 parties une quantité d'acide nécessaire pour former 425 $\frac{1}{2}$ de muriate de soude cristallisé : cette estimation diffère peu de celle de Klaproth. La même quantité de muriate d'argent (1000 parties) indique, d'après Kirwan, 454 $\frac{1}{2}$ de muriate de potasse. Les expériences du Dr. Marcet et les miennes indiquent une plus grande production de muriate d'argent par la décomposition du muriate de soude sec, c'est-à-dire, au moins 240 pour 100 de sel commun. D'après ces expériences, 100 parties de muriate d'argent fondu donnent 41,6 de muriate de soude, et environ 19 d'acide muriatique. Il peut cependant se faire un précipité par d'autres causes dont nous allons parler.

2. Les solutions d'argent dans les acides sont précipitées par les carbonates alcalins et terreux. On peut cependant empêcher l'action de ces sels, en les saturant préalablement avec quelques gouttes du même acide qui tient l'argent en dissolution.

3. Le nitrate et l'acétate d'argent sont précipités par les acides sulfurique et sulfureux, mais on peut empêcher cet effet en versant, dans la liqueur que l'on essaie, quelques gouttes de nitrate ou d'acétate de barite, laissant déposer le précipité, décantant la liqueur claire, et ajoutant alors la solution d'argent. S'il se fait un précipité, on peut soupçonner la présence de l'acide muriatique ou de ses combinaisons. Pour éviter l'incertitude de savoir si la précipitation est due à l'acide sulfurique ou à l'acide muriatique, on peut employer une solution de sulfate d'argent, qui, lorsque la liqueur ne contient pas de

terre ni d'alcali libre, n'est précipitée que par l'acide muriatique. D'après le professeur Pfaff, une partie d'acide muriatique de 1,5 de pesanteur spécifique, étendue de 70,000 parties d'eau, donne une légère teinte d'opale quand on l'essaie avec le nitrate d'argent; et quand il est étendu de 80,000 parties d'eau, il n'est plus affecté. (*Nichols. Journ.* XVII, pag. 361).

4. Les solutions d'argent sont aussi précipitées par l'hydrogène sulfuré et par les hydro-sulfures, mais le précipité est alors rouge, brun ou noir; ou bien, il peut être d'abord blanc, et passer rapidement au brun ou au noir. Il est soluble en grande partie dans l'acide nitreux étendu, ce qui n'a pas lieu quand la précipitation est causée par les acides sulfurique ou muriatique.

5. Les solutions d'argent sont précipitées par l'extractif. Ce précipité est noir, et se dissout aussi dans l'acide nitreux.

XIII. *Nitrate et Acétate de plomb.*

1. L'acétate de plomb le plus sensible de ces deux réactifs, est précipité par les acides sulfurique et muriatique; mais comme nous avons des moyens plus sensibles pour ces deux corps, je passe à un autre article.

2. L'acétate est employé aussi pour découvrir l'hydrogène sulfuré et les hydro-sulfures alcalins, avec lesquels il forme un précipité noir. Quand on plonge dans de l'eau contenant du gaz hydrogène sulfuré, un papier sur lequel on a tracé des caractères avec une solution d'acétate de plomb, ils deviennent visibles, sur-tout si l'eau est un peu chaude.

3. On emploie l'acétate de plomb pour découvrir

l'acide boracique libre que l'on ne trouve que rarement dans les eaux. Pour s'assurer de sa présence, il faut quelques précautions.

A Si l'on soupçonne qu'il y ait des terres ou des alcalis non combinés, il faut saturer avec de l'acide acétique.

B Les sulfates peuvent être décomposés par l'acétate ou le nitrate de barite, et les muriates par le nitrate d'argent. S'il y a de l'acide boracique, la liqueur filtrée continuera de donner, avec l'acétate de plomb, un précipité soluble dans l'acide nitrique de 1,3 de pesanteur spécifique.

4. D'après Pfaff, l'acétate de plomb est aussi un réactif très-délicat de l'acide carbonique, et il rend laiteuse l'eau qui contient la moindre quantité possible de cet acide.

XIV. *Nitrate de mercure préparé avec et sans la châleur.*

Cette solution, préparée de ces deux manières, est quelquefois employée comme réactif.

1. Pfaff a trouvé que la solution de nitrate de mercure, préparée à froid (1), étoit un réactif plus sensible de l'acide muriatique que le nitrate d'argent. Sa sensibilité est si grande, dit-il, qu'une partie d'acide muriatique de 1,50 de pesanteur spécifique, étendue de 300,000 parties d'eau, présente un léger nuage par l'addition de ce sel.

2. C'est en même temps un moyen très-sensible de reconnoître l'ammoniaque. Il indique une partie de cet alcali étendue dans 30,000 parties d'eau, par une légère teinte jaune-noirâtre.

---

(1) Voyez chap. XVIII, sect. IV, VI.

3. Le nitrate de mercure est aussi précipité par l'acide phosphorique très-étendu; mais le précipité est soluble dans un excès d'acide phosphorique ou nitrique, ce qui n'arrive pas pour l'acide muriatique.

XV. *Muriate, Nitrate et Acétate de Barite.*

1. Ces solutions sont les réactifs les plus sensibles pour reconnoître l'acide sulfurique et ses combinaisons, avec lesquelles elles forment un précipité blanc insoluble dans l'acide muriatique étendu. Ce précipité est décomposé cependant par les carbonates alcalins, et il est alors soluble avec effervescence dans les acides nitrique et muriatique étendus. On peut empêcher cet effet d'arriver en saturant préalablement la liqueur avec quelques gouttes de l'acide qui tient la barite en solution. Cent parties de sulfate de barite contiennent, d'après Klaproth (*Mém.* v. Ier. pag. 168), environ 45 ½ d'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1850; d'après Claifield (*Nich. Journ.* in-4°. tom. III, pag. 38), il contient 33 d'acide d'une pesanteur spécifique de 2240; d'après Thenard, cette quantité s'élève à environ 25 après la calcination; et d'après M. Kirwan, à 23,5 d'acide réel après la calcination. Le même Chimiste a établi que 170 parties de sulfate de barite sec indiquent 100 de sulfate de soude sec; tandis que 136,36 de la même substance indiquent 100 de sulfate de potasse sec, et 100 parties résultent de la précipitation de 52,11 de sulfate de magnésie.

D'après les expériences de Klaproth, il paroît que 1000 parties de sulfate de barite indiquent 595 de sulfate de soude desséché, ou 1416 de ce sel cristallisé.

Le même Chimiste a trouvé que 71 parties de sulfate de chaux, d'une sécheresse ordinaire, produisent par la précipitation 71 parties de sulfate de barite. D'après le résultat de mes expériences que j'ai établi vol. Ier. page 363, 100 parties de sulfate de barite desséché dénotent 57 de sulfate de chaux calciné, ou 73 du même sulfate séché à une température de 71° centigrades. Quand le sulfate de magnésie desséché est décomposé par le muriate de barite, il donne le double de son poids de sulfate de barite.

2. Les phosphates forment aussi dans les sels un précipité soluble sans effervescence dans l'acide muriatique.

XVI. *Prussiates de potasse et de chaux* (1).

Le prussiate de potasse est le meilleur de ces deux réactifs. Quand il est pur, il ne doit pas prendre instantanément une couleur bleue par l'addition d'un acide, ni précipiter immédiatement le muriate de barite.

C'est un réactif très-sensible pour reconnoître la présence du fer, avec les solutions duquel il forme un précipité de bleu de Prusse par une affinité élective double. Cependant, pour rendre cet effet plus certain, il est bon d'ajouter d'avance à l'eau dans laquelle on soupçonne la présence du fer, un peu d'acide muriatique, afin de saturer les alcalis ou les terres qui ne seroient pas combinés, et qui empêcheroient de découvrir une petite quantité de fer.

1. Si une eau, après l'ébullition et la filtration, ne donne pas un précipité bleu par l'addition du prussiate

(1) Nous parlerons plus loin des prussiates triples.

de potasse, on peut conclure que le dissolvant du fer est un acide volatil, et probablement l'acide carbonique.

2. S'il se fait un précipité dans l'eau bouillie, le dissolvant est un acide fixe, de la nature duquel on s'assure par d'autres moyens.

Quand on emploie les prussiates pour découvrir le fer, il faut prendre beaucoup de précautions pour arriver à des résultats exacts. Il faut toujours faire cristalliser le prussiate et s'assurer de la quantité d'oxide de fer essentielle à sa composition, ou au moins, qui l'accompagne invariablement de la manière suivante. Exposez une quantité connue de sel cristallisé à une légère chaleur rouge, dans un creuset d'argent; évaporez et fondez-le, et quand il sera sec, laissez-le refroidir; enlevez alors par l'eau la partie soluble; rassemblez ce qui reste sur le filtre; séchez-le, et le calcinez avec un peu de cire; pesez-le, et le poids vous indiquera la proportion d'oxide de fer qui existe dans le sel que vous examinez. Cette quantité varie de 0,20 à 0,22, et quelquefois plus. Quand vous employez le prussiate de potasse pour découvrir le fer, dissolvez un poids connu de ce sel dans l'eau, et ajoutez graduellement la solution à l'eau que vous examinez, en observant combien il en faut pour opérer la précipitation. Avant de rassembler le précipité, chauffez le liquide, et il se précipitera probablement une nouvelle quantité de bleu de Prusse. Lavez et séchez le tout, et calcinez-le avec de la cire; déduisez du poids de l'oxide obtenu la quantité que par la première expérience vous aviez trouvée dans le prussiate, et le reste vous donnera la quantité d'oxide que contient le liquide que vous examinez.

3. Outre le fer, les prussiates alcalins précipitent aussi

le muriate d'alumine. Ainsi on peut reconnoître la présence du muriate d'alumine dans un liquide que l'on a essayé par les prussiates. Il sera donc bon, si l'on trouve de l'alumine par d'autres moyens, d'examiner le précipité formé par le prussiate de potasse. A cet effet, il faut le faire bouillir plusieurs fois à siccité avec de l'acide muriatique, qui s'emparera de l'alumine et laissera le prussiate de fer. On peut précipiter alors l'alumine de la solution au moyen du carbonate de potasse.

4. D'après Klaproth (II, 55), la solution d'ittrya (terre que l'on n'a pas encore trouvée dans les eaux minérales) donne avec les prussiates un précipité blanc qui passe au gris perle, et qui consiste en prussiate d'ittrya. Le précipité disparoît en ajoutant un acide, et on peut par là le séparer du prussiate de fer. Ce savant Chimiste établit aussi que les prussiates n'ont pas d'action sur les sels de glucine (*Ibid.*), mais qu'ils précipitent la zircone de ses dissolutions (II, 214).

Les prussiates alcalins décomposent aussi toutes les solutions métalliques, excepté celles d'or, de platine, d'iridium, de rhodium, d'osmium et d'antimoine.

XVII. *Succinate de soude et de potasse.*

1. Le succinate de soude a été d'abord recommandé par Gehlen, et ensuite employé par Klaproth (*Beitrage*, II, 48) pour découvrir et séparer le fer. Le sel à base d'ammoniaque a été employé aussi pour le même objet par le docteur Marcet, médecin de l'hôpital de Guy, dans l'analyse de l'eau ferrugineuse de Brigthon, qui a été publiée dans la nouvelle édition du *Traité des Eaux minérales* du docteur Saunders.

On prépare ces succinates en saturant du carbonate de soude ou d'ammoniaque avec de l'acide succinique décrit chap. XIX, sect. 8. Quand on emploie ce réactif, il ne faut pas en mettre en excès, parce que cet excès redissout le précipité. La meilleure manière de procéder consiste à chauffer la solution qui contient le fer, et à y ajouter graduellement le succinate jusqu'à ce qu'il cesse de produire de l'effet. On obtient un précipité brun consistant en succinate de fer. Ce précipité, calciné avec de la cire à une légère chaleur rouge, donne un oxide de fer qui contient 0,70 de métal. D'après les expériences du docteur Marcet, il paroît que 100 parties de fer, dissoutes dans l'acide sulfurique, après avoir été précipitées par le prussiate de fer, et brûlées avec de la cire, donnent 148 d'oxide de fer, c'est-à-dire, que 100 d'oxide indiquent $67\frac{1}{2}$ de fer métallique.

2. Le docteur Marcet et M. Ekeberg ont établi que les succinates précipitent l'alumine, pourvu qu'il n'y ait pas un grand excès d'acide dans le sel alumineux. Ils n'ont pas d'action sur la magnésie, et on peut alors les employer avec succès pour séparer ces deux terres. Quand 100 parties d'alun en cristaux octaèdres sont entièrement décomposées par le succinate d'ammoniaque, ils donnent précisément 12 d'alumine calciné au rouge obscur. D'après Ekeberg (*Journ. des Mines*, N°. 70), le succinate d'ammoniaque précipite la glucine ; et d'après Klaproth, ce même sel précipite aussi la zircone de ses dissolutions.

XVIII. *Phosphate de soude.*

Le docteur Wollaston a proposé un moyen aisé et très-exact pour précipiter la magnésie. Il est fondé sur la propriété qu'a le carbonate d'ammoniaque neutre de dissoudre le carbonate de magnésie, et de céder ensuite cette terre à l'acide phosphorique, avec lequel l'ammoniaque forme un sel triple. A cet effet, on ajoute une solution de carbonate d'ammoniaque (préparée avec une portion de sel qui a été exposée pendant quelques heures à l'air sur un papier) à une solution de sel magnésien assez concentrée, ou à une eau dans laquelle on soupçonne de la magnésie, et que l'on a réduite de beaucoup par l'évaporation. Il ne se fait pas de précipité; mais en ajoutant du phosphate de soude, on en obtiendra un très-volumineux. On le desséchera à une chaleur d'environ 100° centigrades. Cent parties de ce sel indiquent 19 de magnésie pure, environ 66 de muriate de magnésie et 62 de sulfate de magnésie desséché ou 124 de ce sel cristallisé.

XIX. *Muriate de chaux.*

On emploie le muriate de chaux particulièrement pour découvrir la présence des carbonates alcalins que l'on n'a encore trouvés que rarement dans les eaux minérales. Le carbonate de potasse existe dans les eaux d'Aix-la-Chapelle, celui de soude dans l'eau de quelques sources et de plusieurs lacs; et M. Cavendish a découvert le carbonate d'ammoniaque dans les eaux de Rathbones-Place. Le muriate de chaux indique ces sels par un précipité blanc, soluble avec effervescence dans l'acide muriatique.

On peut découvrir la potasse au moyen du nitro-muriate de platine qui précipite instantanément les alcalis et ses composés, et qui ne produit aucun changement dans ceux de soude. On peut découvrir le carbonate d'ammoniaque par son odeur et par la précipitation qu'il opère dans les sels neutres d'alumine, tandis qu'il n'a pas d'action sur les sels magnésiens.

Pour estimer la proportion de carbonate alcalin dans une eau, saturez avec de l'acide sulfurique, et notez le poids de l'acide réel qui sera nécessaire; 100 d'acide sulfurique réel saturent 121,48 de potasse et 78,32 de soude.

XX. *Solution alcoolique de savon.*

On peut employer cette solution pour connoître comparativement la crudité des eaux. Mêlée à l'eau distillée, elle ne produit pas de changement; mais quand on ajoute une eau crue, elle la rend laiteuse, d'autant plus que l'eau est moins pure; et un œil exercé peut, d'après le degré d'opacité que prend la liqueur, juger assez exactement de la qualité de cette eau. Cet effet est dû à l'huile, qui quitte l'alcali pour former un savon insoluble avec les terres, ou bien à ce que l'alcali s'unit aux acides et laisse l'huile. Ainsi tous les acides libres, les sels terreux et métalliques décomposent le savon et donnent cette propriété aux eaux qui les contiennent.

XXI. *Alcool.*

Quand on a mêlé l'alcool avec une eau à peu près à volume égal, il précipite tous les sels qu'il ne peut dissoudre. (Kirwan *on Waters*, page 263).

XXII. *Hydro-sulfure d'ammoniaque.*

Ce sulfure, ainsi que l'eau saturée d'hydrogène sulfuré, peuvent être employés pour découvrir le plomb et l'arsenic. Avec le premier, il donne un précipité noir, et avec le second un précipité jaunâtre. Cependant, comme on n'a pas encore découvert le plomb ni l'arsenic dans les eaux minérales, je réserve pour un autre endroit ce que j'ai à dire sur l'emploi de ces réactifs.

TABLE *représentant les substances que l'on rencontre dans les eaux minérales, et les moyens pour les découvrir.*

Acides en général. Infusion de litmus. — Sirop de violettes, I.

Acide boracique. Acétate de plomb, XIII, 3.

Acide carbonique. Infusion de litmus, I, 1, 2. — Eau de chaux, VIII, 1. — Eau de barite, IX, 1.

Acide muriatique. Nitrate et acétate d'argent, XII. — Nitrate de mercure, XIV.

Acide nitrique. Acide sulfurique, IV, 4.

Acide phosphorique. Solution de barite, XV, 2. — Nitrate de mercure, XIV, 3.

Acide sulfureux. Son odeur. Il détruit la couleur du litmus, et l'infusion de roses rouges. Il cesse d'avoir de l'odeur quelques heures après qu'on y a mis de l'oxide noir de manganèse.

Acide sulfurique. Solution de barite pure, IX. — Sels de barite, XV. — Acétate de plomb, XII.

Alcalis en général. Couleurs végétales, II. — Muriate de chaux, XIX.

Alumine dissoute dans les acides. Succinates, XVII.

Ammoniaque. Son odeur, II. — Nitrate de mercure, XIV, 2.

Barite et ses composés. Acide sulfurique, IV.

Carbonates en général. Font effervescence avec les acides.

Carbonates terreux. Se précipitent par l'ébullition, par les alcalis purs, VII.

Hydro-sulfure de chaux. Acide sulfurique, IV. — Acide nitreux, V.

Carbonate de fer. Teinture de noix de galle, III, 1. — Prussiate de potasse, XVI, 1. — Succinate d'ammoniaque, XVII.

Sulfate de fer. Les mêmes réactifs, III, 3, XVI, 2, XVII.

Chaux pure. Eau saturée d'acide carbonique. — En soufflant de l'air respiré. — Acide oxalique, VI.

Chaux dissoute par l'acide carbonique. Précipite par l'ébullition. — Alcalis caustiques, VII. — Acide oxalique, VI.

Sulfate de chaux. Oxalate d'ammoniaque, VI. — Solution de barite, IX et XV.

Magnésie dissoute par l'acide carbonique. Précipite par l'ébullition. — Ce précipité est soluble dans l'acide sulfurique étendu.

Sels de magnésie. Précipités par l'ammoniaque pure et non par les carbonates, VII, 5. — Phosphate de soude, XVII.

Muriates alcalins. Solutions d'argent, XII.

Muriate de chaux. Solution d'argent, XII. — Acide oxalique et oxalate d'ammoniaque, VI.

Sulfates en général. Solutions de barite, IX et XV. — Acétate de plomb, XIII.

Sulfate d'alumine. Solutions de barite, IX et XV. —Donnent par le carbonate d'ammoniaque, un précipité insoluble dans l'acide acétique, mais soluble dans les alcalis fixes bouillans. — Succinates, VII, 2.

Sulfates de chaux. Solutions de barite, IX et XV. — Acide oxalique, VI. — Donnent par les alcalis un précipité insoluble dans l'acide sulfurique étendu.

Sulfures alcalins. Métaux polis, X. — Odeur par l'addition des acides sulfurique ou muriatique. — Acide nitreux, V.

Gaz hydrogène sulfuré. Son odeur. — Infusion de litmus, I. — Métaux polis, X. — Acétate de plomb, XIII, 2 (1).

Section II.

Analyse des eaux par l'évaporation.

Avant de procéder à l'évaporation d'une eau minérale, on doit recueillir les produits gazeux qu'elle peut fournir. On y parvient en remplissant avec cette eau une grande bouteille de verre capable de tenir environ deux litres, et garnie d'un bouchon et d'un tube recourbé. On place la bouteille avec son col en haut, dans un vase rempli d'une solution saturée de sel commun, que l'on doit tenir bouillante pendant une heure ou deux, en ajoutant de l'eau chaude à mesure qu'il s'en perd par l'évaporation. On recueille le gaz au moyen du tube recourbé, dans une cloche graduée remplie de mercure et renversée dans une cuve

(1) La vapeur des matières végétales ou animales en putréfaction, dissoute dans l'eau, donne souvent des indices de gaz hydrogène sulfuré. (Klaproth, *Beitrage*, I, pag. 590).

du même liquide, afin d'en déterminer le volume. Cependant, à la première impression de la chaleur, l'eau se dilatera, et il en entrera une portion dans la cloche graduée, jusqu'à ce que l'eau ait atteint son *maximum* de température. On mesure cette quantité d'eau, et on la déduit de celle soumise à l'expérience.

Pour déterminer avec précision la quantité de gaz, il est nécessaire de faire attention à l'état du baromètre et du thermomètre, et aux autres circonstances énumérées vol. I[er]. page 144. On trouvera, dans le deuxième Appendice, des règles pour réduire à un étalon donné des observations faites sur différens états du baromètre et du thermomètre. Si l'eau contient une grande quantité de gaz, la méthode la plus simple sera de le recevoir dans un gazomètre.

Les gaz que l'on trouve le plus communément dans les eaux minérales sont *l'acide carbonique*, *l'hydrogène sulfuré*, *le gaz nitrogène*, *le gaz oxigène*, et dans quelques eaux près des volcans, *le gaz acide sulfureux* (1).

---

(1) Outre ces gaz, on a trouvé, depuis quelques années, du gaz *azote sulfuré*; sa présence avoit été annoncée dans les eaux d'Aix-la-Chapelle, par M. Gimbernat, chimiste espagnol, et cette découverte a été vérifiée depuis peu par MM. Rumont et Monheim (*Ann. de Chim.* LXXVI, pag. 326.) Voici les propriétés du gaz azote sulfuré; il a une odeur semblable à l'hydrogène sulfuré, n'est pas inflammable, éteint au contraire les bougies, et tue les animaux. Il précipite le muriate d'or en brun grisâtre, le nitrate d'argent en brun marron, le nitrate de cuivre en brun grisâtre, l'acétate de plomb en gris noirâtre, le sublimé corrosif en blanc, le muriate d'antimoine en jaune orange, et le nitrate de bismuth en rouge brunâtre.

Un mélange d'une partie de ce gaz et de deux d'oxigène gardé

Pour déterminer les proportions de gaz qui constituent le mélange gazeux que l'on obtient d'une eau minérale, on peut procéder comme il suit. Si les réactifs n'ont pas indiqué la présence de l'hydrogène sulfuré, on peut croire avec raison que l'acide carbonique forme une partie du mélange. Placez le gaz dans un tube gradué sur le mercure ; faites-y passer une petite quantité de potasse, et mettez-la bien en contact avec le gaz : la quantité de gaz absorbé vous donnera la proportion d'acide carbonique ; et d'après cette quantité, vous déduirez celle contenue dans l'eau. Le résidu non absorbable consistera probablement en gaz oxigène et nitrogène, et vous reconnoîtrez facilement leur quantité respective au moyen de l'eudiomètre du docteur Hope (vol. Ier. page 168).

S'il y a de l'hydrogène sulfuré mêlé avec l'acide carbonique, on éprouve quelque difficulté à les séparer. M. Kirvan recommande d'agiter ce mélange de

---

sur l'eau pendant un mois, se réduit à deux parties et demie.

Les gaz hydrogène, azote, nitreux, et acide carbonique, n'ont pas d'action sur lui.

Mêlé à parties égales avec le gaz acide muriatique oxigéné, il se forme de l'acide sulfurique, et il reste de l'*azote pur*.

L'acide nitrique le change en acide sulfurique.

Les acides nitreux, sulfureux et arsenique n'ont pas d'action sur lui.

D'après M. Lansberg (*loc. cit.*, pag. 325.), 33 centimètres cubes d'eau donnent 8 centimètres de gaz, formé de

6,45	centim. de gaz sulfuré.
1,04	——— d'acide carbonique.
0,48	——— d'air atmosphérique.

L'auteur présume que le gaz peut bien être une combinaison de soufre et d'azote. (*Note du traducteur.*)

gaz dans un vase de verre gradué, avec du gaz acide nitreux. Ce gaz condense instantanément l'hydrogène sulfuré, mais non pas l'acide carbonique; cependant je crois qu'il est préférable de condenser le gaz hydrogène sulfuré au moyen de l'acide oxi-muriatique (obtenu avec l'acide muriatique et le sur-oxi-muriate de potasse), en agitant ce dernier gaz avec précaution, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de condensation. Ou bien il seroit peut-être mieux encore de suivre la méthode suivante : Remplissez à moitié une fiole avec le mélange d'acide carbonique et d'hydrogène sulfuré, et remplissez le reste de la fiole avec du gaz oxi-muriatique; fermez bien l'ouverture de la fiole avec un bouchon à l'émeri, et gardez le mélange en repos pendant vingt-quatre heures. Retirez alors le bouchon sous l'eau, et il s'élèvera dans la cloche une certaine quantité de ce liquide. Laissez la bouteille pendant une heure sans agitation. Le gaz acide oxi-muriatique en excès sera absorbé, et il ne disparoîtra que peu d'acide carbonique; supposant qu'on ait employé 100 millim. cubes du mélange de gaz, et 100 de gaz oxi-muriatique, et qu'après l'absorption il reste 50 millim. cubes de gaz, nous en conclurons que le mélange étoit formé de parties égales d'acide carbonique, et d'hydrogène sulfuré.

M. Westrumb emploie le procédé suivant pour connoître la proportion d'acide carbonique et d'hydrogène sulfuré. Il introduit une quantité connue de l'eau qu'il examine dans un vase de verre, garni d'un tube recourbé terminé dans un long cylindre rempli d'eau de chaux. Il dégage ce gaz par la chaleur, et rassemble le précipité formé. Chaque 6,475 grammes indique à

peu près 1,638 mètres cubes d'acide carbonique. Pour déterminer la quantité d'hydrogène sulfuré, il répète la même expérience, en substituant à l'eau de chaux, une solution de sur-acétate de plomb. L'hydro-sulfure de plomb formé est dans la proportion de 1,2590 gram. pour 1,638 mètres cubes de gaz. Cette méthode, pour des raisons qu'il seroit trop long de détailler ici, est peut être inférieure à celle que j'ai proposée.

Quand on a un mélange compliqué de gaz, il faut opérer séparément sur deux quantités de gaz, pour déterminer avec l'une la quantité de gaz acide carbonique et d'hydrogène sulfuré; et avec l'autre, celle d'oxigène et de nitrogène. Dans ce dernier cas on enlève par le moyen de la potasse caustique, les gaz absorbables, et l'on examine le résidu comme nous l'avons dit.

Le nitrogène se trouve quelquefois dans les eaux minérales, mais le plus souvent à l'état de mélange. On le reconnoît aux propriétés indiquées, vol. I, pag. 161. On découvre le gaz acide sulfureux par son odeur particulière d'allumettes brûlées, et parce qu'il détruit la couleur de l'infusion de roses, rougie préalablement par un acide minéral.

Les vaisseaux que l'on emploie pour l'évaporation, doivent être de nature à ne pas être attaqués par les matières contenues dans l'eau. Je préfère ceux de biscuit de porcelaine de M. Wedgwood, mais comme leur surface n'est pas parfaitement polie, et que la masse sèche adhère si fortement, qu'il n'est pas facile de l'en détacher, on doit, quand l'eau est réduite environ au dixième, la verser avec le dépôt qui peut avoir eu lieu, dans un vase de verre qu'on évapore à siccité.

A. Après avoir séché la masse, et l'avoir rassemblée exactement et pesée, mettez-la dans une bouteille, et versez dessus de l'alcool, environ à la hauteur de 25 millimètres. Au bout de quelques heures, après avoir agité plusieurs fois, jetez le tout sur un filtre, lavez avec un peu d'alcool, séchez, et pesez exactement.

B. Ajoutez à la masse non dissoute, huit fois son poids d'eau distillée chaude, agitez souvent le mélange, filtrez au bout de quelque temps, et assurez-vous de la perte de poids.

C. Faites bouillir le résidu pendant un quart d'heure avec plus de 500 fois son poids d'eau, et filtrez ensuite.

D. Le résidu que vous devez sécher et peser, n'est plus soluble dans l'eau ni dans l'alcool. S'il a une couleur brune qui indique la présence du fer, humectez-le avec de l'eau, et l'exposez aux rayons du soleil pendant quelques semaines.

I. La solution alcoolique (*a*), peut contenir un ou plusieurs des sels suivans : muriates de chaux, de magnésie, de barite, ou nitrates des mêmes terres. Quelquefois aussi l'alcool peut dissoudre un peu de sulfate de fer, dans lequel le fer est très-oxidé, comme on le voit par sa couleur rouge brun.

1. Pour connoître la quantité et la nature des sels, évaporez à siccité; pesez le résidu, ajoutez-y la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré, et chauffez légèrement. Il se dégagera de l'acide muriatique ou de l'acide nitrique que vous reconnoîtrez à leur couleur, le premier étant blanc, et le second d'une couleur orange.

2. Pour vous assurer si les bases des sels sont de la chaux ou de la magnésie ; chauffez jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de fumée, et élevez ensuite la température pour dégager tout l'acide sulfurique en excès. Ajoutez à la masse sèche, deux fois son poids d'eau distillée. Cette eau dissoudra le sulfate de magnésie, et laissera celui de chaux. On peut décomposer séparément ces deux sulfates, en les faisant bouillir séparément avec deux ou trois fois leur poids de carbonate de potasse. Les carbonates de chaux et de magnésie ainsi obtenus peuvent être dissous séparément dans l'acide muriatique et évaporés. Le poids de chacun des sels desséchés, indiquera quelles quantités l'alcool en avoit dissoutes ; la chaux et la magnésie peuvent être séparées aussi par le moyen du sulfate de soude comme nous l'avons dit dans la section précédente, n°. XVIII.

On peut facilement reconnoître la barite, que l'on ne peut que rarement soupçonner dans l'eau, en ajoutant de l'acide sulfurique à la solution alcoolique étendue de 50 ou 60 fois son poids d'eau pure.

II. La solution aqueuse (*b*), peut contenir beaucoup de sels, qu'il est très-difficile de séparer exactement les uns des autres.

1. On peut tenter l'analyse de cette solution par la cristallisation. A cet effet, évaporez-la à moitié à une chaleur qui n'excède pas 26 ou 32° : il se formera à la surface de sa solution, une pellicule cristallisée que vous séparerez et que vous sécherez avec du papier brouillard. Ces cristaux seront du muriate de soude ou sel commun. La solution peut donner ensuite des cristaux faciles à distinguer par leur forme et leurs autres propriétés ; cependant quand on obtient plusieurs sels

de la même solution, il est extrêmement difficile de les séparer assez exactement pour déterminer leur nature.

2. Il faut alors examiner, par les réactifs, la nature des substances salines.

On découvre la présence des alcalis libres par le moyen du papier réactif (page 357), et celle des acides par les moyens indiqués ci-dessus (pag. 355).

On peut distinguer la potasse de la soude, en saturant avec de l'acide sulfurique et évaporant à siccité. Le sulfate de soude est beaucoup plus soluble que celui de potasse. Ou bien en sur-saturant avec de l'acide tartarique, qui forme un sel soluble avec la soude, et qui n'en forme pas avec la potasse. Le muriate de platine est aussi un excellent réactif pour la potasse et ses combinaisons; car, avec la plus petite quantité possible de cet alcali, ou de ses sels, il forme immédiatement un précipité rougeâtre; tandis qu'il n'a pas d'action sur la soude.

Si la solution contient des sels neutres, on s'assure de la nature de leurs bases et de leurs acides. On y parviendra facilement au moyen des règles que nous avons données pour l'emploi des réactifs.

III. La solution dans l'eau bouillante contient à peine quelques atomes de sulfate de chaux.

IV. Le résidu (4) doit être mis en digestion dans le vinaigre distillé, qui s'empare de la magnésie et de la chaux, mais qui laisse l'alumine et le fer très-oxidés. Evaporez la solution à siccité; si elle contient seulement de l'acétate de chaux, le résidu n'attirera pas l'humidité de l'air; mais s'il y a de la magnésie, elle

sera déliquescente. Pour séparer la magnésie de la chaux, opérez comme ci-dessus I.

Le résidu insoluble dans l'acide acétique, peut contenir de l'alumine, du fer et de la silice. Les deux premières substances sont solubles dans l'acide muriatique, d'où l'on peut précipiter le fer par le prussiate de potasse, et l'alumine par un alcali fixe.

CHAPITRE II.

Examen des Minéraux.

SECTION PREMIÈRE.

Règles générales.

L'ANALYSE chimique des minéraux est beaucoup plus difficile que celle des eaux minérales. Pour en bien décrire les opérations, il faudroit, non-seulement ne traiter que cette matière, mais encore en composer un ouvrage d'une grande étendue, qui comprît les règles pour déterminer les proportions de toutes les combinaisons possibles; mais je ne veux donner ici que quelques règles générales, pour parvenir à la connoissance de la composition des corps minéraux, et pour servir à les placer convenablement dans le système minéral, et à juger s'ils peuvent ou non être appliqués aux besoins de la vie. Ceux qui desirent s'instruire plus parfaitement dans l'analyse minérale, peuvent consulter les nombreux mémoires de Vauquelin, Hat-

chett et d'autres savans analystes, et l'excellent ouvrage de M. Klaproth, intitulé : *Mémoires de Chimie, contenant des analyses de minéraux*, et traduit en françois par M. Tassaërt.

Les grande variétés de minéraux que la nature présente dans la composition du globe, ont été classées dans plusieurs ouvrages nouveaux, en quatre grandes divisions : 1°. *Terres*; 2°. *Sels*; 3°. *Fossiles inflammables*; 4°. *Métaux et leurs mines*.

1. *Terres*. Il est très-difficile, et jusqu'à présent il a paru impossible de donner des *terres* une définition qui s'appliquât à toutes les substances de cette nature, et qui ne convînt qu'à elles. Il seroit trop long d'examiner toutes les définitions que l'on a proposées. Persuadé que je ne puis donner actuellement un caractère, sans exception, des corps terreux, je choisirai celui qui me paroît suffisant pour les distinguer généralement avec assez d'exactitude.

Le mot terre, dit M. Kirwan, « dénote une substance insipide, inodore, sèche, cassante, non inflammable, dont la pesanteur spécifique n'excède pas 4,9 (c'est-à-dire, à peu près cinq fois plus pesante que l'eau), et qui ne colore pas le borax en fusion ». Après avoir établi à cette définition quelques exceptions, qui dérivent de la forte saveur de certaines terres et de la solubilité de quelques autres, il ajoute : « Cependant, puisqu'il faut établir une ligne de séparation entre les terres et les sels, je crois qu'on doit pour cet objet prendre pour base la solution à peine sensible ; les sels terminant et les terres commençant, à parler strictement, le point où la quantité d'eau est mille fois plus grande que le corps à dissoudre. Mais, pour ne pas se départir entièrement de

l'acception ordinaire des terres, d'après laquelle on regarde comme une terre, une substance qui exige cent fois son poids d'eau pour se dissoudre, et qui a d'ailleurs les autres propriétés des terres, on pourra conserver le mot de terre dans le langage ordinaire ».

Les terres simples ou primitives sont celles qui ne peuvent être réduites à plusieurs principes. Telles sont la chaux, l'alumine, la magnésie, etc.

Les composés terreux sont formés de deux ou trois terres primitives, unies ensemble chimiquement. Quelquefois la combinaison d'une terre avec un acide forme ce qu'on appelle vulgairement une terre. Tels sont, par exemple, le sulfate et le fluate de chaux, etc.

II. *Sels.* M. Kirwan range sous ce titre toutes les substances qui exigent moins de cent fois leur poids d'eau pour se dissoudre. Quoique cette description ne puisse caractériser exactement toute la classe des sels, elle nous suffit cependant en cet instant.

III. Par *Fossiles inflammables*, le même auteur entend tous les corps d'origine minérale, dont le principal caractère est l'inflammabilité ; définition qui exclut le diamant, et les substances métalliques, quoiqu'elles soient susceptibles de combustion.

IV. Les *Substances métalliques* sont si bien caractérisées par leurs propriétés extérieures, qu'elles n'exigent pas de définition. « Celles qui ont les apparences métalliques, ou qui sont alliées avec d'autres métaux, portent le nom de *métaux natifs ;* mais quand elles sont combinées avec d'autres substances non métalliques, on dit qu'elles sont minéralisées. La substance qui est ainsi combinée, porte le nom de *minéralisateur*, et le composé, celui de *mine* ». Ainsi, dans les mines

de cuivre, ce métal est le plus ordinairement oxidé et combiné au soufre. On peut dire que le cuivre est minéralisé par l'oxigène et le soufre, et le composé de ces trois corps forme une mine de cuivre.

SECTION II.

Méthode pour examiner un minéral dont la composition est inconnue.

Avant de procéder à l'analyse exacte d'une substance minérale qu'on nous présente pour l'analyser, sans que nous connoissions sa composition, il faut la classer dans une des quatre divisions dont nous avons parlé, afin d'avoir quelque notion sur sa nature.

1. Pour savoir si ce minéral inconnu contient des matières salines, mettez-en une quantité donnée, en poudre très-fine, dans une bouteille, avec trente fois son poids d'eau, à la température de 48 à 54°, et agitez souvent. Après avoir laissé le mélange en repos pendant une heure ou deux, jetez le tout sur un filtre, pesé préalablement et placé sur un entonnoir. Quand la liqueur se sera écoulée, séchez la poudre sur le filtre, à environ 100°; et quand il sera sec, pesez-le très-exactement. Si le poids est beaucoup moins considérable que les poids réunis de la poudre avant la digestion et du filtre, vous pourrez en conclure qu'il y a eu un sel dissous, et la perte du poids indiquera sa quantité.

Dans certains cas, il est bon d'employer plusieurs portions d'eau bouillante, quand le sel que l'on soupçonne dans le minéral, est difficilement soluble.

Quand on s'est assuré de cette manière que le minéral

contient beaucoup de matières salines, on peut en déterminer l'espèce et la proportion par les moyens que nous donnerons dans peu.

II. Les corps terreux qui forment la seconde classe, se distinguent par leur insolubilité dans l'eau, leur insipidité, leur non inflammabilité et leur pesanteur spécifique, qui est à peu près de 3. Par conséquent, si un corps minéral est insoluble dans l'eau, et qu'il ne puisse être brûlé quand on le tient pendant quelque temps à une forte chaleur rouge, on peut en conclure que ce n'est ni un sel, ni un corps inflammable.

III. La seule classe avec laquelle on pourroit confondre les terres, est celle qui comprend les mines métalliques dont on peut distinguer quelques-unes en les pesant dans la main, les mines étant toujours plus pesantes que les terres, ou s'il reste quelque doute, que l'on peut peser à la balance hydrostatique. Nous allons décrire cette manière de peser; mais le principe sur lequel cette pratique est fondée, ne peut être expliqué ici. Suspendez le minéral avec un cheveu fin, une soie ou un fil au plateau d'une balance, et pesez-le dans l'air; supposez que ce poids soit de 250 milligrammes; plongez-le ensuite (toujours suspendu à la balance) dans un vase rempli d'eau distillée à la température de 15° : le plateau qui contient les poids sera alors prépondérant. Ajoutez au plateau, du côté du minéral, autant de milligrammes qu'il en faudra pour rétablir l'équilibre; supposez qu'il en faille 50, alors la pesanteur spécifique pourra être obtenue en divisant le poids dans l'air par la perte de poids dans l'eau. Ainsi, dans le cas précédent, $\frac{250}{50} = 5$, ou bien, une substance qui perdra, étant pesée dans l'eau, le poids sup-

posé, sera 5 fois plus pesante que l'eau. Elle doit donc contenir quelque métal, quoique probablement en petite quantité; et alors quand on peut prouver qu'un minéral pesé de cette manière est 5, 6, 7 fois plus pesant que l'eau, on peut en conclure qu'elle est une mine métallique.

IV. Les substances inflammables se distinguent en ce qu'elles brûlent entièrement ou en partie quand on les projette sur un fer rouge, et par la détonation qu'elles produisent avec le nitre quand on projette ce mélange dans un creuset rouge. Cependant il y a quelques mines métalliques qui contiennent une grande quantité de substances inflammables; mais on peut les distinguer des substances inflammables pures par leur grande pesanteur spécifique.

Je vais donner maintenant quelques règles pour l'examen plus exact de chacune de ces substances.

SECTION III.

Examen des Sels.

1. On peut faire évaporer lentement, ou laisser refroidir graduellement une solution de matière saline obtenue, comme nous l'avons dit, dans la section précédente. Quand elle sera froide, elle donnera probablement des cristaux qu'on reconnoîtra facilement à leur forme; mais comme il peut y en avoir plusieurs différens dans la même solution, et qu'ils peuvent ne pas cristalliser assez distinctement pour être reconnus à l'œil, il sera bon d'employer les réactifs.

2. Classez les sels obtenus dans l'un des ordres suivans.

(*a*) *Acides ou Sels avec excès d'acide.* On les reconnoît facilement par leur action sur les couleurs végétales. On connoît la nature de l'acide par les réactifs désignés ci-dessus.

(*b*) *Alcalis.* Ils sont caractérisés par leur action sur les couleurs vegétales et par les autres propriétés énumérées vol. Ier. page 233.

(*c*) *Sels métalliques.* Ces sels précipitent abondamment quand on les mêle avec une solution de prussiate de potasse. Pour connoître l'espèce de métal, précipitez le tout par le prussiate de potasse ; calcinez le précipité, et procédez d'après les règles que nous donnerons par la suite, pour séparer les métaux les uns des autres.

(*d*) *Sels terreux.* Si une solution saline qui n'est pas précipitée par le prussiate de potasse, l'est par la potasse pure ou carbonatée, on peut en conclure qu'elle contient un acide et une terre ; ou si après que le prussiate de potasse a cessé d'avoir action, le même alcali forme un précipité, on peut en conclure que cette solution contient des sels terreux et des sels métalliques. Dans le premier cas, ajoutez la solution alcaline ; et quand elle a cessé de produire un effet, laissez déposer le précipité, décantez la liqueur surnageante, puis lavez et séchez le précipité. On examinera les terres comme nous le dirons dans l'article suivant. Dans le second cas, on ajoute du prussiate de potasse aussi long-temps qu'il se forme un précipité ; on décante la liqueur, et on lave le sédiment avec de l'eau distillée que l'on réunit à la première eau : puis on mêle à ces lavages une solution alcaline, et l'on conserve le précipité terreux pour l'examiner. Par ce der-

nier procédé, on peut séparer les uns des autres les métaux et les terres.

(e) *Sels neutres alcalins.* Ces sels ne sont précipités ni par le prussiate ni par le carbonate de potasse. Il est possible cependant que ces sels se trouvent en solution avec des sels terreux ou métalliques. Dans ce cas, l'analyse devient difficile, parce que l'alcali que l'on ajoute pour précipiter ces deux derniers sels, offre une difficulté pour s'assurer si ces sels neutres sont dus à cette addition, ou bien s'ils y existoient originairement. Je ne connois pas de méthode pour obvier à cette difficulté, excepté la suivante. Précipitez les métaux par le prussiate d'ammoniaque et les terres par le carbonate d'ammoniaque, à une température de 82° ou au-dessus, pour opérer la décomposition des sels magnésiens que ce carbonate n'opéreroit pas à froid; séparez la liqueur par filtration, et faites évaporer à siccité; exposez la masse sèche à une chaleur suffisante pour dégager les sels ammoniacaux (1). Les sels à base d'alcalis fixes resteront. Cependant il est impossible, par ce procédé, de s'assurer si les sels ammoniacaux existoient dans le minéral; mais on peut le savoir en traitant une petite quantité du sel, avant sa solution dans l'eau, par la potasse pure qui, si le sel contient de l'ammoniaque, produira l'odeur de cet alcali. On peut distinguer la potasse de la soude en sursaturant

(1) Cette application de la chaleur dégagera aussi l'excès de carbonate d'ammoniaque qui pouvoit retenir en solution de l'ittrya, de la glucine ou de la zircone. Les sels alcalins peuvent être séparés de ces terres en faisant bouillir le mélange dans l'eau, filtrant et évaporant.

d'acide tartarique qui précipite la potasse et non la soude, ou par le muriate de platine qui agit seulement sur la potasse.

Quand on connoît la base du sel, on s'assure facilement de la nature de l'acide. Le muriate de barite indique l'acide sulfurique, le nitrate d'argent l'acide muriatique, et l'on connoît la présence de l'acide nitrique par la détonation que produisent ces sels quand on les projette en excès avec du charbon dans un creuset rouge.

SECTION IV.

Examen des terres et des pierres.

Quand un minéral que l'on examine résiste à l'action de l'eau, et possède des caractères qui le font ranger parmi les terres, il s'agit de déterminer la nature des terres qui entrent dans sa composition, ou, en d'autres termes, combien il contient de terres simples et de quelle nature elles sont. On peut soupçonner dans un minéral la présence d'une ou de plusieurs des terres qui suivent : silice, alumine, magnésie, chaux, strontiane, barite, zircone, glucine et ittrya, outre une petite quantité d'oxides métalliques auxquels est ordinairement due la couleur de la pierre. Cependant on ne trouve guère que quatre terres simples dans un minéral : les terres nouvellement découvertes, la zircone, la glucine et l'ittrya ne se rencontrent que très-rarement..

Quand on veut examiner une pierre, il faut d'abord la réduire en poudre très-fine, ayant soin d'employer un mortier plus dur que la pierre elle-même : autrement il pourroit être attaqué, et occasionneroit de

l'incertitude dans le résultat. Il faut plus ou moins de temps, selon la texture du minéral. Quatre ou cinq grammes de pierre très-dure exigent deux ou trois heures de trituration. Pour quelques pierres molles, un mortier de porcelaine suffit; mais pour les minéraux durs, il en faut un d'agate, d'acier dur ou de silex, et la pierre doit être pesée avant et après la pulvérisation, afin de s'assurer du poids qu'elle pourroit avoir acquis en attaquant le mortier. Les gemmes et les pierres d'une dureté égale gagnent ordinairement de 0,10 à 0,13. Quand une pierre est extrêmement difficile à pulvériser, on peut la faire rougir et la plonger ensuite dans l'eau froide. Par cette opération elle devient cassante et facile à pulvériser; mais ce traitement ne suffit pas toujours, car Klaproth a trouvé que la dureté du coryndon ne diminuoit pas par ce moyen.

Les réactifs que l'on emploie pour l'analyse des pierres, doivent être de la plus grande pureté possible. Nous avons donné, dans la première partie de cet ouvrage, des règles pour les obtenir à cet état.

En nous occupant de l'analyse des pierres, il est bon de les diviser, 1°. en pierres solubles en entier ou partiellement avec effervescence dans les acides nitrique ou muriatique étendus de 5 ou 6 parties d'eau; et 2°. en pierres qui ne se dissolvent pas dans ces acides.

1. *Terres ou pierres solubles avec effervescence dans les acides sulfurique et nitrique étendus* (1).

A. Si le minéral fait effervescence avec l'un de ces

(1) L'acide sulfurique est bon, particulièrement pour les pierres du genre magnésien.

acides, faites-en digérer une quantité connue en poudre très-fine avec une partie d'acide étendu de 5 ou 6 parties d'eau à une légère chaleur pendant deux ou trois heures; déterminez la perte de poids de la manière décrite précédemment, et filtrez la solution en mettant à part la partie insoluble.

B. La solution peut contenir de la chaux, de la magnésie, de l'alumine, de la barite ou de la strontiane. Pour reconnoître ces deux dernières, étendez une partie de la solution avec 20 fois son volume d'eau, et versez-y un peu d'acide sulfurique, ou, de préférence, du sulfate de soude : s'il se fait un précipité blanc, vous pouvez en conclure la présence de la barite ou de la strontiane, et peut-être des deux.

C. Pour connoître laquelle de ces deux terres existe dans le minéral, ou pour savoir si elles s'y rencontrent ensemble, ajoutez du sulfate de soude jusqu'à ce que le précipité cesse, et décantez le liquide surnageant; lavez le précipité, mettez-le sur le filtre et séchez-le; faites-le digérer alors avec quatre fois son poids de carbonate de potasse pur et une quantité d'eau suffisante à une légère chaleur pendant deux ou trois heures, il se fera un double échange de principes, et l'on obtiendra un carbonate de barite ou de strontiane ou un mélange de ces deux sels. Après les avoir lavées, versez dessus de l'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,4, étendu d'un poids égal d'eau distillée; cet acide dissoudra la strontiane et non la barite. Pour savoir s'il y a de la strontiane, évaporez alors la solution à siccité et dissolvez la masse sèche dans l'alcool. Cette solution, si elle contient du nitrate de strontiane, brûlera avec une flamme rouge de sang foncé.

On peut aussi séparer la barite et la strontiane l'une de l'autre par le procédé suivant. Ajoutez à une solution saturée de ces deux terres dans un acide, du prussiate de potasse qui, s'il est pur, n'occasionne pas immédiatement de précipité, mais au bout de quelque temps vous obtiendrez à la surface du vase de petits cristaux insolubles : c'est du prussiate de barite qui peut être changé en carbonate en le calcinant au rouge à l'air libre jusqu'à ce que la couleur noire disparoisse. On peut séparer ensuite la strontiane de la solution par le carbonate de potasse.

Il y a une troisième méthode de séparer la barite de la strontiane, fondée sur la plus grande affinité de la barite pour les acides. Si ces deux terres existent dans la même solution, ajoutez-y une solution de barite pure jusqu'à ce que la précipitation cesse; la barite s'emparera de l'acide, et précipitera la strontiane. La solution de strontiane ne doit pas, dans ce cas, contenir un excès d'acide qui empêcheroit l'action de la barite (1).

D. La solution *B*, après l'addition du sulfate de soude, peut contenir de la chaux, de la magnésie, de l'alumine et quelques oxides métalliques. Pour séparer les oxides, ajoutez du prussiate de potasse jusqu'à ce que l'effet cesse, et filtrez la liqueur en gardant le précipité pour le soumettre à des expériences.

E. Quand la solution contient la chaux, la magnésie et l'alumine, opérez comme il suit :

(1) Klaproth sépare la barite de la strontiane en évaporant leurs solutions mélangées. Les sels de barite étant moins solubles, se séparent les premiers, et les dernières portions contiennent le sel de strontiane.

(*a*) Précipitez la solution chaude par le carbonate de potasse; lavez le précipité et séchez-le; il consistera en carbonate de chaux, de magnésie et d'alumine (*b*). Séparez l'alumine par la digestion avec de la potasse pure qui dissoudra l'alumine et non les autres terres (*c*). Ajoutez de l'acide muriatique à la solution d'alumine jusqu'à ce que le précipité cesse; décantez la liqueur surnageante, lavez bien le précipité avec de l'eau, et séchez-le; exposez-le alors au rouge obscur dans un creuset, et pesez-le, vous aurez la proportion d'alumine.

F. La magnésie et la chaux peuvent être séparées par le procédé suivant. Evaporez à siccité la solution dans l'acide nitrique ou muriatique; pesez la masse sèche, et versez dessus dans une capsule de verre (1) plus de son poids d'acide sulfurique concentré; chauffez sur un bain de sable jusqu'à ce que l'acide soit dégagé et chauffez fortement pour chasser tout l'excès d'acide : quand la masse sera sèche, faites-la digérer avec le double de son poids d'eau distillée chaude; vous dissoudrez par ce moyen le sulfate de magnésie, et vous laisserez celui de chaux que vous jetterez sur un filtre, puis vous le laverez avec de l'eau et vous le sécherez à une légère chaleur. Pour estimer la quantité de chaux, déduisez 0,59 du poids du sulfate. D'après Klaproth (vol. I), le sulfate de chaux cristallisé contient un tiers de cette terre.

Si la chaux est en petite proportion par rapport à la magnésie, les deux sulfates peuvent être séparés par

(1) Le fond d'une bouteille de Florence cassée remplit bien cet objet, et supporte, sans se rompre, la chaleur nécessaire pour chasser l'acide sulfurique.

l'évaporation, celui de chaux cristallisant le premier. D'après les expériences de Klaproth, 100 parties d'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1850, saturé de chaux, donnent 160 de sulfate. Pour saturer 100 parties de cet acide, il faut 55 de chaux pure ou 100 de carbonate de chaux.

On précipite la magnésie de sa dissolution dans l'acide sulfurique par le carbonate de potasse à une chaleur approchant de 100°; et le précipité, après avoir été lavé, doit être séché et calciné pendant une heure. Le poids, après la calcination, indiquera la quantité de magnésie contenue dans la pierre.

G. Si la solution ne contient que de la magnésie et de l'alumine (l'absence de la chaux étant indiquée par la non précipitation, par l'oxalate d'ammoniaque), ces deux terres peuvent être séparées en ajoutant, à la solution froide, du carbonate d'ammoniaque. Ce sel séparera l'alumine qui pourra être recueillie, lavée et séchée. Pour s'assurer que la séparation de ces deux terres est complète, on peut suivre le procédé de Klaproth (vol. I, page 418). La magnésie restant en solution peut être précipitée par le carbonate de potasse, et chauffée pour dégager l'acide carbonique.

La magnésie peut être séparée aussi de l'alumine par le succinate de soude qui ne précipite que cette dernière terre (section Iere. XVII du chapitre des *Eaux minérales*).

Quand la solution de magnésie, d'alumine ou de ces deux terres, contient un peu de fer, on peut l'en séparer en évaporant à siccité, calcinant le résidu pendant une heure à une chaleur rouge obscur, et dissol-

vant de nouveau dans l'acide nitrique étendu, qui ne dissout pas le fer très-oxidé.

H. Le résidu insoluble *A* peut contenir de l'alumine, de la silice et des oxides métalliques tellement oxidés, qu'ils résistent à l'action des acides nitrique et muriatique.

(*a*) Ajoutez de l'acide sulfurique concentré avec une petite quantité de potasse, et évaporez le mélange à siccité dans une capsule de verre; versez sur la masse sèche une nouvelle portion d'acide; évaporez à siccité et répétez la même opération pendant trois ou quatre fois, vous obtiendrez par ce moyen l'alumine en sulfate d'alumine et de potasse facilement soluble dans l'eau chaude, et qui donne, par l'évaporation, des cristaux octaèdres (1). Enlevez l'alun par lixiviation, et séchez la partie insoluble; vous pourrez précipiter l'alumine par le carbonate de potasse; et après l'avoir lavée, séchée et calcinée, vous vous assurerez de son poids.

Pendant l'évaporation de la solution d'alumine qui a été séparée de la silice, il se précipite de nouvelles quantités de cette dernière terre. (Klaproth, vol. I, page 72.) Il faut la rassembler, la laver avec de l'eau chaude, ajouter cette terre à la portion (*b*) et les lavages à la solution (*a*).

L'alumine peut être séparée de l'oxide de fer par une solution de potasse pure.

De quelque acide que soit précipitée l'alumine par les alcalis fixes, elle retient toujours une petite quan-

---

(1) Klaproth obtient des cristaux d'alun de 30 milligrammes d'alumine. Il estime à un dixième la quantité d'alumine contenue dans l'alun cristallisé.

tité du précipitant. Pour connoître la quantité véritable de cette terre, il faut donc la redissoudre dans l'acide acétique, la précipiter par une solution d'ammoniaque pure, la sécher et la calciner.

B. Les oxides (ordinairement de fer) peuvent être séparés de la silice par le procédé suivant : Chauffez le résidu insoluble (*a*) dans un creuset, avec un peu de cire ; vous rendrez par ce moyen les oxides solubles dans l'acide sulfurique étendu, et la silice restera à l'état de pureté. Lavez-la bien, séchez-la, calcinez-la, et assurez-vous de son poids.

Pierres insolubles dans les acides nitrique et muriatique étendus.

On réduit ces pierres en poudre, en observant les précautions indiquées page 393.

I. Mêlez une partie de pierre avec trois fois son poids de potasse pure et sèche ; mettez le tout dans un creuset d'argent pur, placé dans un autre de terre plus grand, et l'interstice étant rempli de sable, ajoutez un peu d'eau au mélange (1). Après avoir placé un couvercle sur le creuset, chauffez-le graduellement ; et comme la matière se tuméfie et pourroit passer par-dessus les bords, faites-la retomber souvent avec une spatule d'argent. Quand l'humidité est dégagée et la

(1) Klaproth opère la division du coryndon (qui résiste même à plusieurs fusions avec l'alcali), en ajoutant à la pierre en poudre, dans un creuset, une solution de potasse pure, évaporant à siccité, et faisant fondre le mélange. L'alcali doit être parfaitement caustique, et purifié par l'alcool. Un creuset de platine ne peut servir à cette opération, parce qu'il est attaqué par les alcalis purs en fusion.

masse assez sèche, élevez la chaleur autant qu'il faut pour ne pas fondre le creuset, et continuez à chauffer pendant une demi-heure ou une heure.

Les phénomènes qui se présentent pendant cette opération, indiquent, jusqu'à un certain point, la nature du minéral que l'on examine. Si le mélange reste en fusion parfaite, on peut présumer que la pierre contient de la silice; s'il reste pâteux et opaque, on peut y soupçonner d'autres terres; enfin, s'il est sous forme d'une poudre sèche, dont le volume augmente beaucoup, c'est un signe de la prédominence de l'alumine. Si la masse fondue a une couleur brunâtre ou vert foncé, on peut en conclure la présence de l'oxide de fer. Une couleur verte indique l'oxide de manganèse, surtout si la couleur est soluble dans l'eau; et une couleur vert rougeâtre donne l'indice du chrome.

(*a*) En se servant de potasse, on n'opère qu'avec difficulté la division des pierres, qui consistent particulièrement en alumine. M. Chenevix a trouvé (*Phil. Trans.*, 1802) qu'elles sont beaucoup plus complètement décomposées par la fusion avec le borax calciné. Une partie du minéral que l'on examine, réduit en poudre très-fine, et mêlé avec deux et demie ou trois fois son poids de verre de borax (chap. XVI), doit être exposée à une forte chaleur pendant deux heures, dans un creuset de platine, placé dans un de terre plus grand, et entourée de sable. On fait digérer ensuite, pendant quelques heures, le creuset et ce qu'il contient, dans de l'acide muriatique, jusqu'à ce que la solution soit parfaite. On précipite alors la terre par le sous-carbonate d'ammoniaque, et le précipité, après avoir été lavé, doit être redissous dans l'acide muriatique. Par

ce moyen, l'acide boracique est séparé. On termine l'analyse à peu près comme dans le cas suivant.

K. Le creuset, après avoir été retiré du feu, doit être placé debout dans un vase de porcelaine ou de verre, rempli d'eau chaude, que l'on peut agiter et renouveler au besoin, jusqu'à ce que toute la masse soit détachée. L'eau dissout une grande quantité du composé d'alumine et de silice, avec la potasse, et même tout, si l'on met assez de liquide. Pendant le refroidissement, il se forme quelquefois dans la liqueur filtrée, un précipité brun, qui est de l'oxide de manganèse. (Klaproth, I. pag. 345, *b*)

L. Ajoutez de l'acide muriatique à la solution (*K*) et à la masse qui a refusé de se dissoudre. Les premières portions de l'acide occasionneront un précipité floconneux, formé des terres qui avoient été dissoutes par l'alcali. Il se fait alors une effervescence, et il se sépare un précipité qui est aussitôt redissous que formé. Enfin, la portion qui a résisté à l'action de l'eau, se dissout tranquillement dans les acides, si elle contient de l'alumine, et avec effervescence, si c'est du carbonate de chaux.

M. On peut déduire, d'après les phénomènes que présente l'action de l'acide muriatique, quelques considérations sur la nature des composans. Si la solution prend une couleur rouge pourpre, c'est un signe qu'elle contient de l'oxide de manganèse; si elle devient rouge orange, elle contient du fer; et une couleur jaune d'or indique la présence du chrome. Quand elle n'a pas de couleur, c'est une preuve qu'elle ne contient pas de métaux.

N. Quand la solution est complète, on l'évapore à siccité dans un vase de verre; mais s'il y en a quelques

portions qui résistent à la solution, il faut les chauffer avec de la potasse, comme dans l'expérience *I*. Quand la liqueur est très-évaporée, elle prend la forme d'une gelée : il faut alors l'agiter avec soin, jusqu'à ce qu'elle soit sèche.

O. (*a*) Faites digérer la masse sèche à une légère chaleur, avec trois ou quatre litres, et même plus, d'eau distillée, et filtrez (*b*). Lavez le précipité sur le filtre, jusqu'à ce que les lavages cessent de précipiter le nitrate d'argent, et ajoutez les lavages à la liqueur filtrée (*c*). Séchez le résidu sur le filtre, et calcinez-le dans un creuset : son poids donnera la quantité de la silice. Si elle est pure, elle doit être parfaitement blanche ; mais si elle est colorée, c'est un indice qu'elle est mêlée de quelque oxide métallique. On enlève cet oxide par l'acide muriatique ; et alors il faut laver, sécher, calciner et peser cette silice.

P. Il faut alors évaporer la solution (*b*), qui, à cause des eaux de lavages, doit être en très-grande quantité, jusqu'à moins d'un litre : on y ajoute du carbonate de potasse, et on chauffe la liqueur pendant quelques minutes. Laissez se déposer le précipité formé par l'alcali, décantez la liqueur, et lavez plusieurs fois le précipité avec de l'eau chaude. Jetez-le ensuite sur un filtre, et séchez-le.

Q. La poudre desséchée peut contenir de l'alumine, de la chaux, de la magnésie, de la barite ou de la strontiane, et peut-être des oxides métalliques, que l'on peut séparer les uns des autres par les règles que nous avons indiquées.

R. Il est bon d'examiner la solution (*P*) après l'addition du carbonate de potasse, pour découvrir s'il y

avoit un acide dans la pierre, et quelle étoit sa nature.

(*a*) A cet effet, neutralisez l'excès d'alcali par l'acide muriatique, et filtrez la liqueur.

(*b*) Ajoutez à une petite quantité de cette liqueur une solution de muriate de barite; s'il se fait un précipité abondant, insoluble dans l'acide muriatique étendu, la présence de l'acide sulfurique sera démontrée; et si l'on a trouvé beaucoup de barite, de strontiane ou de chaux dans le précipité (*Q*), on pourra en conclure que la pierre contient l'acide sulfurique uni à l'une ou à plusieurs de ces trois terres.

(*c*) Si en mêlant le liquide (*a*) avec la solution de muriate de barite, il se forme un précipité soluble, sans effervescence, dans l'acide muriatique, on peut en conclure que l'acide phosphorique existe dans la solution; et si l'on y a trouvé de la chaux, c'étoit du phosphate de cette base.

(*d*) A une portion de la liqueur (*a*), ajoutez du muriate de chaux, jusqu'à ce que le précipité (s'il s'en forme) cesse. Rassemblez ce précipité, lavez-le, séchez-le, et versez dessus un peu d'acide sulfurique. S'il se dégage des fumées blanches, vous pouvez soupçonner la présence de l'acide fluorique. Pour vous en assurer, distillez une partie de ce précipité, avec moitié de son poids d'acide sulfurique; vous connoîtrez l'acide fluorique à son action sur le verre, et par les propriétés décrites chapitre XVII.

(*S*) Il reste à séparer les oxides métalliques qui colorent ordinairement les pierres.

(*a*) Exposez à une chaleur rouge le précipité obtenu (*D*) par le prussiate de potasse, l'acide sera décomposé. Si les oxides sont insolubles dans les acides

nitrique ou muriatique étendus, vous les rendrez solubles en les calcinant avec un peu de cire ou d'huile.

(*b*) Ou bien, on peut obtenir la précipitation par le prussiate de potasse, et procéder comme en *E*, page 396.

Les oxides resteront mêlés avec la magnésie et la chaux; et après l'addition de l'acide sulfurique, on les trouvera en dissolution seulement avec la magnésie.

Dans ces deux cas, on peut procéder de la même manière, en variant seulement un peu le procédé, à cause de la magnésie qui se trouve dans le dernier cas.

(*c*) A la solution (*a* ou *b*), contenant plusieurs oxides métalliques, ajoutez une solution de carbonate de potasse cristallisé, aussi long-temps qu'il se formera de précipité; vous séparerez ainsi les oxides de fer, de chrome et de nickel; mais l'oxide de manganèse et la magnésie resteront en dissolution.

Si l'on soupçonne une petite quantité d'oxide de manganèse dans l'oxide de fer, on le découvrira en mêlant l'oxide avec du nitre, et projetant le mélange dans un creuset rouge. Le manganèse donnera à la solution de ce nitre une couleur d'améthyste.

D. On peut séparer la magnésie et l'oxide de manganèse, en ajoutant à leur solution (*c*) de l'hydro-sulfure de potasse, (vol. I, pag. 384.) qui précipite le manganèse et toute la magnésie. Le manganèse obtenu peut être calciné à l'air et pesé. La magnésie peut être séparée ensuite par le moyen d'une solution de potasse pure, puis lavée, séchée et calcinée.

E. L'oxide de chrome peut être séparé de ceux de fer, et de nickel, en les faisant bouillir plusieurs fois à

siccité avec de l'acide nitrique. On acidifie le chrome par ce moyen, et on le rend soluble dans la potasse pure qui ne peut dissoudre les autres oxides. L'acide chromique peut être séparé par l'acide muriatique de sa combinaison avec la potasse, en évaporant jusqu'à ce que la liqueur prenne une couleur verte. En ajoutant alors de la potasse pure, l'oxide de chrome se précipitera, parce que la quantité d'oxigène qui le portoit à l'état d'acide, lui a été enlevée par l'acide muriatique.

F. Les oxides de fer et de nickel, doivent être dissous ensuite dans l'acide muriatique, et à la solution on doit ajouter de l'ammoniaque pure jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible. L'oxide de fer sera précipité, et devra être séché et pesé. S'il est très-oxidé, on doit avant de le peser, le calciner avec un peu de cire. L'oxide de nickel reste en dissolution dans l'excès d'ammoniaque, à laquelle il communique une couleur bleue. On peut le séparer en évaporant à siccité, et dissolvant ce sel dans l'eau (1).

L'analyse de la pierre est maintenant complète, et l'on peut juger de son exactitude en comparant les poids des parties composantes avec celui de la pierre soumise à l'expérience.

Il est bon d'observer que certaines pierres qui ne sont pas solubles dans les acides nitrique ou muriatique étendus, peuvent être décomposées par un procédé plus facile décrit en *a*. Parmi ces pierres sont les composés de barite, de strontiane, et de chaux, sur-

(1) Pour cet exemple de la séparation du nickel et du fer, Voyez *Klaproth*, vol. I.

tout avec les acides sulfurique, phosphorique, et fluorique. On a trouvé ces composés natifs, et à l'exception du dernier, ils sont tous insolubles dans les acides ci-dessus mentionnés. On peut les reconnoître généralement par leurs caractères extérieurs. Les composés de barite et de strontiane ont une pesanteur spécifique plus grande que celle des autres terres, mais inférieure à celle des mines métalliques. Ils ont le plus souvent une forme cristalline régulière, sont plus ou moins transparens, ont quelque éclat, et leur dureté ne permet pas qu'ils soient attaqués par le canif. Les combinaisons de chaux avec les mêmes acides, se distinguent par des caractères semblables, excepté qu'ils sont beaucoup moins pesans. La forme et les caractères extérieurs suffisent aux minéralogistes pour reconnoître la composition des pierres.

Au lieu de la fusion avec les alcalis, on peut suivre un procédé plus facile. Réduisez en poudre le sel terreux que vous voulez examiner, et faites-le digérer à peu près à la chaleur de l'eau bouillante pendant un temps suffisant avec trois ou quatre fois son poids de carbonate de potasse, dans l'eau distillée. L'acide qui étoit uni avec la terre la quittera, et passera à la potasse, tandis que l'acide carbonique laissera la potasse pour s'unir à la terre. On obtient donc un composé formé de l'acide qui étoit uni à la terre et de la potasse qui reste dans la solution, tandis que le carbonate terreux forme un précipité insoluble. On peut essayer la solution pour connoître la nature de l'acide d'après l'expérience *I*. Et les terres peuvent être séparées l'une de l'autre par le procédé *B*, etc.

T. Dans les règles précédentes sur l'analyse, j'ai omis la manière de découvrir et de séparer la *glucine*, parce

qu'on ne rencontre que très-rarement cette terre. Quand l'alumine et la glucine existent dans un minéral, on peut les séparer du précipité (*E*, *a*), par le moyen de la potasse pure qui dissout ces deux terres. On met alors assez d'acide pour saturer l'alcali, et on y verse un grand excès de carbonate d'ammoniaque. L'alumine est séparée, tandis que la glucine reste en dissolution dans le carbonate d'ammoniaque, et peut être précipitée en évaporant la solution.

U. La zircone peut être séparée de l'alumine en faisant bouillir le mélange de ces deux terres avec de la potasse, qui n'agit que sur la dernière (Klaproth. II, p. 213). Quand ces deux terres sont dissoutes dans un acide, on précipite l'alumine par du carbonate de potassé saturé, dont un excès redissout la zircone. Quand la glucine et la zircone, ou la glucine et l'ittrya, sont mêlées ensemble, on peut les séparer par une solution de prussiate de potasse, qui n'a pas d'action sur la glucine, mais qui précipite les deux autres terres.

V. Pour séparer l'ittrya de l'alumine, précipitez par l'ammoniaque pure une solution de ces deux terres, faites bouillir le précipité avec une solution de soude pure, qui dissout en grande partie l'alumine : neutralisez la solution avec de l'acide sulfurique, et ajoutez du carbonate de soude à la solution, en l'élevant à l'ébullition. Il se formera un précipité formé d'alumine et d'un peu d'ittrya. Pour séparer cette dernière terre, dissolvez dans l'acide muriatique, et ajoutez un excès de carbonate d'ammoniaque, qui dissout facilement l'ittrya. Ensuite pour vous assurer de la pureté de l'alumine, dissolvez le résidu dans un excès d'acide sulfu-

rique, ajoutez un peu de sulfate de potasse, et faites cristalliser la solution. Les cristaux d'alun qui se produisent contiennent un dixième d'alumine.

X. On peut découvrir la présence de la potasse (que l'on a trouvée depuis peu dans quelques pierres), en faisant bouillir plusieurs fois à siccité ce minéral en poudre avec de l'acide sulfurique concentré. Lavez la masse avec de l'eau, ajoutez un léger excès d'acide, et évaporez la solution à un petit volume. S'il se forme des cristaux d'alun, c'est une preuve qu'il y a de la potasse.

Mais puisqu'un minéral peut contenir de la potasse, et peu ou point d'alumine, dans le cas où il ne se formeroit pas de cristaux d'alun, il sera nécessaire d'ajouter un peu d'alumine avec l'acide sulfurique, ou bien la pierre peut être si dure qu'elle résiste à l'action de l'acide sulfurique, et il faudra la fondre alors avec de la soude, qui dissout aussi l'alumine et la silice. La masse fondue doit être dissoute dans l'eau, et sur-saturée d'acide sulfurique. Evaporez alors à siccité, redissolvez dans l'eau, et filtrez pour séparer la silice. Evaporez la solution qui donnera d'abord du sulfate de soude, et ensuite du sulfate de potasse, si ce dernier alcali existoit dans le minéral.

Klaproth a découvert le premier la potasse dans la leucite, en réunissant les résultats de son analyse qui donnoient une perte de poids considérable. En faisant bouillir cette pierre avec de l'acide muriatique étendu, et évaporant il obtint des cristaux de muriate de potasse. Une autre preuve de la présence de la potasse, est que l'acide sulfurique que l'on y avoit fait bouillir, donnoit par évaporation, de l'alun auquel la potasse

est essentielle. Il fit bouillir aussi la pierre avec de l'acide muriatique, et après avoir dissous le muriate d'alumine par l'alcool, il resta du muriate de potasse. La leucite volcanique contient moins de potasse que les autres espèces. On a découvert, depuis, ce même alcali dans la lépidolite.

La potasse contenue dans le sulfate d'alumine, peut être séparée de cette terre en ajoutant une solution de barite pure, aussi long-temps qu'il se forme de précipité. L'alumine et le sulfate de barite se précipitent ensemble, et la potasse reste en solution. On peut reconnoître sa présence par le moyen décrit chap. I, part. II, section 4.

Y. La soude peut être découverte dans les minéraux de la manière suivante : traitez la pierre en poudre avec de l'acide sulfurique, comme dans l'expérience *u*, décantez la solution et ajoutez-y de l'ammoniaque pure jusqu'à ce qu'elle cesse de précipiter, filtrez alors, et évaporez la solution à siccité, puis élevez la chaleur pour dégager tout le sulfate d'ammoniaque. Il restera du sulfate de soude que vous reconnoîtrez à ses propriétés établies vol. I, page 359, *c.*

Klaproth a trouvé d'abord la soude dans la chryolite, dans la proportion de 0,36. Cette analyse a été confirmée par Vauquelin, dont j'ai exposé la méthode de séparation. Les alcalis fixes ont été découverts depuis dans plusieurs minéraux, c'est-à-dire la soude dans le basalte, (Klaproth, II, 1) dans le Klingstein (*Phonolite Danb.*) dans le Pechstein 0,8 (*Quarz, resinit. Hauy*). Le même savant Analyste a trouvé la potasse dans le Perlstein ou pierre de perle de Hongrie, et accompagnée de soude dans la pierre ponce.

M. Davy a proposé (*Phil. Trans.* 1806, ou *Nich. Journ.* XIII, 86), une nouvelle méthode pour analyser les pierres qui contiennent de la potasse ou de la soude, il emploie l'acide boracique. On fait chauffer 100 milligrammes de la poudre que l'on examine, avec 200 milligrammes d'acide boracique, à une chaleur rouge. On fait digérer la masse avec 80 grammes d'acide nitrique étendu de six ou huit parties d'eau, jusqu'à ce que tout soit décomposé. On évapore la solution jusqu'à ce qu'il ne reste plus que 45 ou 60 grammes.

Si la pierre contient de la silice, on peut séparer cette terre par la solution et l'évaporation. On la rassemble sur un filtre, et on la lave bien avec de l'eau jusqu'à ce que l'acide boracique et toutes les matières salines soient séparées. On évapore le liquide, qui a passé au travers du filtre, pour le réduire à environ un litre. On sature alors par le carbonate d'ammoniaque, et l'on fait bouillir avec un excès de ce sel jusqu'à ce que toutes les matières contenues dans le liquide et qui peuvent être précipitées, le soient. On jette alors la solution sur un filtre qui retient les terres et les oxides métalliques. On la mêle avec de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'elle ait acquis une saveur très-acide, et on évapore pour séparer l'acide boracique. On évapore alors à siccité, et après avoir chauffé à peu près à 230°, le nitrate d'ammoniaque sera décomposé, il restera des nitrates de potasse et de soude.

On sépare les terres des oxides métalliques, par les procédés ordinaires, c'est-à-dire, l'alumine par une solution de potasse, la chaux par l'acide sulfurique, l'oxide de fer par le succinate d'ammoniaque, l'oxide

de manganèse par l'hydro-sulfure de potasse, et la magnésie par la soude pure.

2. *Table des substances que l'on peut rencontrer dans les terres et les pierres, et renvois aux moyens de les séparer les uns des autres.*

Acide fluorique. *R. d.*
phosphorique. *R. c.*
sulfurique. *R. b.*
Alumine de la chaux et de la magnésie. *E.*
sa quantité. *E. c.*
de la magnésie. *G.*
de la silice. *H. a.*
des oxides métalliques. *H. a.*
de la glucine. *T.*
Barite et strontiane des autres terres. *B.*
de la strontiane. *C.*
Chrome du manganèse, etc. *S. e.*
du fer et du nickel. *S.*
Terres des oxides. *D.*
Glucine de l'alumine. *T.*
Fer du manganèse. *S. e.*
du nickel. *S. f.*
Chaux de la magnésie. *F.*
de l'alumine. *E. b.*
sa quantité. *F.*
Magnésie de la chaux. *F.*
de l'alumine. *G.*
du manganèse. *S. d.*
sa quantité. *F.*

Manganèse, réactif de. *M.*
du fer, du chrome et du nickel. *S. c.*
magnésie. *S. d.*
Nickel du manganèse. *S. e.*
du fer. *S. f.*
Oxides métalliques des terres. *D.*
Potasse des terres et des oxides. *X.*
Silice de l'alumine. *H. a.*
des terres en général. *O. c.*
des oxides. *H. b.*
Soude des terres et des oxides. *Y.*
Strontiane. Voyez *barite.*
Ittrya de l'alumine, etc. *V.*
Zircone de l'alumine, etc. *U.*

Section V.

Analyse des fossiles inflammables.

L'analyse exacte des fossiles inflammables n'est pas d'une nécessité absolue pour leurs emplois les plus utiles, il est bon cependant d'offrir quelques règles pour juger de leur pureté.

I. *Soufre.*

Le soufre doit se volatiliser en entier quand on le distille dans une cornue. S'il reste quelque substance fixe, on peut la considérer comme lui étant étrangère, et l'on peut l'examiner par les moyens que nous avons décrits ci-dessus.

Le soufre doit aussi se dissoudre en entier dans une solution de potasse pure bouillante; et par ce moyen on peut le séparer des matières qui le souillent.

Le soufre impur brûlé dans un petit creuset, laisse un résidu d'oxide de fer et de silice.

II.° *Charbons de terre.*

1. On peut connoître la quantité de matière bitumineuse par la distillation dans une cornue de terre, en rassemblant les produits.

2. On trouve la proportion des terres et des oxides métalliques en brûlant le charbon de terre à l'air. Le résidu peut être considéré comme des impuretés, et analysé par les règles suivantes.

3. On peut connoître la proportion du carbone en observant la quantité de nitrate de potasse qu'un poids donné de charbon peut décomposer. A cet effet, fondez dans un creuset du nitre très-pur, et quand il est en pleine fusion, projetez-y par petites portions qui n'excèdent pas 10 ou 12 décigrammes, le charbon réduit en poudre grossière. Quand la flamme, qui se produit à chaque projection de charbon a cessé, ajoutez-en une nouvelle quantité. La proportion de carbone dans le charbon est en raison directe de la quantité nécessaire pour alcaliser le nitre. Sachant qu'il faut 12,709 de carbone pour alcaliser 100 de nitre, il sera aisé de déterminer la quantité de carbone qui existe dans un poids donné de charbon de terre, d'après la quantité de nitre qu'il est susceptible de décomposer. Cependant on peut faire sur cette méthode quelques objections que M. Kirwan, qui l'avoit proposée, semble avoir prévues. (*Voy. les Elémens de Minéralogie*, vol. II, pag. 514).

Plombagine, ou Plomb noir.

C'est une autre substance inflammable dont il est quelquefois utile de connoître la pureté. Elle détone quand on la projette dans du nitre fondu; et en dissolvant le nitre décomposé, il reste de l'oxide de fer qui forme environ les 0,10 de la plombagine employée. Un minéral qui présente ces caractères et qui forme des traces sur le papier, peut donc être considéré comme de la plombagine.

SECTION VI.

Analyse des mines métalliques.

La classe des métaux comprend un si grand nombre de corps, qu'il est presque impossible d'offrir une formule générale et exacte pour l'analyse des mines. Les mines du même métal exigent aussi des traitemens différens selon leur minéralisateur. Il est absolument nécessaire cependant de donner quelques règles générales pour mettre le naturaliste en état de juger de la composition des corps de cette classe.

Les mines métalliques peuvent être analysées de deux manières, par la voie humide et par la voie sèche. On effectue la première analyse au moyen des acides et des autres agens liquides, et cette analyse peut être faite par des personnes qui ne possèdent pas les fourneaux et les autres appareils nécessaires pour opérer la seconde. Par exemple, si la mine contient du soufre, que l'on reconnoît par les caractères extérieurs tels qu'ils sont décrits dans les ouvrages de minéralogie,

il empêche l'action des acides. On peut le séparer soit en grillant la mine dans une moufle, ou en la projetant mêlée avec deux ou trois fois son poids de nitre en poudre, dans un creuset rouge, et enlevant l'alcali par le moyen de l'eau.

Il est rare de pouvoir employer un dissolvant capable de dissoudre tous les métaux. Ainsi l'acide nitrique n'agit pas sur l'or ni sur le platine, et l'acide nitro-muriatique, qui dissout ces deux métaux, n'a pas d'action sur l'argent. Il est donc nécessaire de varier les dissolvans selon la nature de la mine que l'on examine.

1. *Pour les mines d'or et de platine*, le dissolvant approprié est l'acide nitro-muriatique. On fait digérer un poids donné de mine avec cet acide aussi long-temps qu'il extrait quelque chose ; on peut évaporer la solution à siccité pour chasser l'excès d'acide, puis dissoudre dans l'eau. L'addition de muriate d'étain démontrera la présence de l'or par un précipité pourpre, et l'on reconnoîtra le platine par la précipitation qu'opère le muriate d'ammoniaque. Quand l'or et le platine sont contenus dans la même solution, on peut les séparer l'un de l'autre par la solution de muriate d'ammoniaque, qui précipite seulement le platine. On peut de la même manière séparer le platine des autres métaux.

Quand l'or est en solution avec plusieurs autres métaux, on peut l'en séparer par une dissolution de sulfate de fer. Ce sel ne précipite que l'or, le palladium, l'argent et le mercure.

2. L'acide nitrique est le meilleur dissolvant pour extraire *l'argent* de ses mines. Cependant cet acide n'agit pas sur la mine d'argent corné, qu'il faut décomposer par le carbonate de soude. L'argent peut être précipité de

sa dissolution nitrique par le muriate de soude (sel commun). Cent parties de précipité contiennent 75 d'argent; mais comme il peut y avoir du plomb dans la solution, et que ce métal est précipité aussi par le muriate de soude, il faut plonger dans la solution (qui ne doit pas contenir un excès d'acide) une lame de cuivre poli. Par ce moyen, on précipite l'argent à l'état métallique. Le muriate d'argent est aussi soluble dans l'ammoniaque, et celui de plomb ne l'est pas. (Le lecteur peut consulter, pour l'analyse des mines d'argent, *les Mémoires de Klaproth*, vol. Ier. pages 101-168).

3. On peut analyser les *mines de cuivre* en les faisant bouillir avec cinq fois leur poids d'acide sulfurique concentré, et évaporant à siccité; la dissolution extraite de cette masse sèche est du sulfate de cuivre. On décompose ce sel par une lame de fer poli, on lave et on pèse le cuivre métallique.

Si l'on soupçonne que le cuivre contient de l'argent, il faut employer de l'acide nitreux pour le dissoudre, et l'on découvre l'argent au moyen d'une plaque de cuivre poli.

Le lecteur qui voudroit faire des analyses de mines de cuivre, trouvera beaucoup d'exemples dans les *Essais de Klaproth*, vol. Ier. et dans le *Mémoire de M. Chenevix sur les Arseniates de fer et de cuivre;* dans les *Transactions Philosophiques pour* 1801; dans le *Journal de Nicholson,* vol. Ier. et dans le *Magasin Philosophique.*

4. Les mines de fer peuvent être dissoutes dans l'acide muriatique étendu; ou si ce métal est trop oxidé, il faut le mêler avec le huitième de son poids de poudre de charbon, et calciner pendant une heure dans un creuset. Le fer devient alors soluble.

On étend la solution avec dix ou douze fois son poids d'eau bien bouillie pour en chasser l'air, et on la garde pendant six ou huit jours dans une bouteille bien bouchée. S'il y a du phosphate de fer, il se précipitera, et on décantera la liqueur.

La liqueur peut contenir des oxides de fer, de manganèse et de zinc. On la traite par le carbonate de soude, qui précipite tous les métaux. On enlève alors l'oxide de zinc par une solution d'ammoniaque pure; et en ajoutant ensuite du vinaigre distillé, on dissout le manganèse et il reste du fer. Après qu'on a chauffé l'oxide de fer pendant un quart d'heure, on peut en déduire 0,28, et le reste donne la quantité de fer métallique.

5. *Mines d'étain.* Nous devons au célèbre analyste Klaproth le procédé le plus simple pour l'analyse des mines d'étain par la voie humide.

Faites bouillir 100 parties de mine dans un vase d'argent avec 600 de potasse pure; évaporez à siccité, et calcinez modérément pendant une demi-heure; traitez par l'eau bouillante; et si tout n'est pas dissous, retraitez le résidu de la même manière.

Saturez la solution alcaline avec de l'acide muriatique qui précipitera l'oxide d'étain; redissolvez-le dans un excès d'acide, et précipitez par le carbonate de soude; séchez bien et pesez. Après avoir lessivé ce précipité, redissolvez-le dans l'acide muriatique, la partie insoluble consistera en silice. Plongez alors dans la solution incolore et étendue de deux ou trois parties d'eau, une lame de zinc, l'étain se précipitera à l'état métallique. Recueillez ce précipité, lavez-le, faites-le fondre, couvert de suif, dans une capsule placée sur du charbon, il restera au fond un bouton métallique d'étain pur, dont le

poids, déduit de celui de la mine, indique la quantité d'oxigène.

On reconnoît la présence de l'étain dans une mine par le précipité pourpre qui se forme en y mêlant du nitro-muriate d'or.

6. On peut analyser les *mines de plomb* en les dissolvant dans l'acide nitrique étendu de son poids d'eau. S'il y a du sulfure, il restera non dissous. Précipitez alors la solution par le carbonate de soude; si la mine contient de l'argent, dissolvez-le par l'ammoniaque pure; enlevez l'excès d'ammoniaque avec de l'eau distillée, et ajoutez de l'acide sulfurique concentré, en chauffant jusqu'à ce que tout l'acide muriatique soit dégagé; pesez le sulfate de plomb; et en déduisant 0,70, le reste vous donnera la quantité de plomb métallique.

On peut séparer le muriate de plomb du muriate d'argent par sa plus grande solubilité dans l'eau chaude; on peut séparer le fer de la solution au moyen du prussiate de potasse, et décomposer cette solution par l'acide sulfurique.

7. On peut découvrir le *Mercure* dans les mines où l'on soupçonne sa présence, en les distillant dans une cornue de grès avec moitié de leur poids de limaille de fer ou de chaux. S'il y a du mercure, il s'élèvera à la distillation, et se condensera dans le récipient.

8. *Mines de zinc.* On fait digérer avec de l'acide nitrique, et l'on évapore la solution à siccité; on redissout dans un acide, et on évapore de nouveau. Par ce moyen, s'il y a du fer, il devient insoluble dans l'acide nitrique étendu, qui dissout facilement l'oxide de zinc. Ajoutez à cette solution de l'ammoniaque pure en excès, vous séparerez le fer et le plomb, et l'excès d'alcali

retiendra l'oxide de zinc. On peut séparer cet oxide par le moyen d'un acide, en évaporant ensuitele dissolvant.

9. *Mines d'antimoine.* Dissolvez un poids donné de mine dans un mélange de 3 ou 4 parties d'acide muriatique et d'une d'acide nitrique; vous dissoudrez ainsi l'antimoine, et s'il y a du soufre, il restera. En étendant d'eau, l'oxide d'antimoine sera précipité, et le fer et le mercure resteront en solution. On peut découvrir la présence du plomb au moyen de l'acide sulfurique. (*Voyez Klaproth sur l'analyse de la mine d'argent antimoniale*, vol. II, page 141).

10. *Mines d'arsenic.* Faites-les digérer avec un mélange d'une partie d'acide nitrique et d'une et demie ou deux d'acide muriatique; évaporez la solution au quart, et ajoutez-y de l'eau qui précipitera de l'arsenic. On peut ensuite séparer le fer par l'ammoniaque. (Chenevix, *Phil. Trans.* 1801, page 215).

11. *Mines de bismuth.* On les essaie par la digestion dans l'acide nitrique modérément étendu. L'addition de l'eau précipite l'oxide; et s'il ne se sépare pas en entier, évaporez la solution, et une nouvelle addition d'eau précipitera le reste de l'oxide. (*Voyez l'analyse d'une mine de bismuth et d'argent dans les Mémoires de Klaproth*, vol. II, page 135; et *la manière de découvrir de petites quantités d'argent et de bismuth*, idem, page 137).

12. *Mines de cobalt.* Dissolvez dans l'acide nitro-muriatique, ajoutez du carbonate de potasse, qui séparera le fer et l'arsenic, filtrez et ajoutez une nouvelle quantité de carbonate qui formera un précipité rouge-grisâtre d'oxide de cobalt. Le fer et l'arsenic peuvent être séparés par la chaleur qui volatilise l'arsenic, et oxide for-

tement le fer. On reconnoît aussi la présence du cobalt dans une mine, quand la solution forme une encre de sympathie (chap. XIX, sect. 18). On peut voir dans Klaproth *l'analyse d'une mine de cobalt*, vol. I, p. 162.

13. *Mines de nickel.* Dissolvez dans l'acide nitrique et ajoutez de l'ammoniaque pure en grand excès, il précipitera ainsi tous les métaux, et retiendra seulement le nickel, que l'on peut obtenir en évaporant à siccité, et chauffant la masse jusqu'à ce que le nitrate d'ammoniaque soit sublimé.

14. *Mines de manganèse.* On peut séparer d'abord les terres et plusieurs des métaux par le moyen de l'acide nitrique, qui n'agit pas sur l'oxide de manganèse au *maximum*. On fait digérer ensuite avec de l'acide muriatique concentré, qui dissout l'oxide de manganèse. En chauffant, il se dégage de l'acide muriatique oxigéné, que l'on reconnoît à son odeur particulière et par sa propriété de détruire la couleur du papier de litmus. On précipite par le carbonate de soude le manganèse de sa dissolution muriatique à l'état d'un oxide blanc qui passe au noir quand on le chauffe dans un creuset; ou bien on peut distiller la mine où l'on soupçonne du manganèse avec ou sans l'acide sulfurique, et il se dégage de l'oxigène. On peut séparer l'oxide de manganèse de l'oxide de fer au moyen de la potasse pure qui ne dissout que l'oxide de manganèse. (*Voyez l'analyse d'une mine de manganèse par la voie humide dans le deuxième volume de Klaproth*, pag. 83, *et celle d'une mine de cobalt et de manganèse*, idem, page 151).

On peut distinguer aussi les mines de manganèse à la couleur qu'elles donnent au borax, quand on les

chauffe ensemble au chalumeau (chap. XVIII, sect. 18).

15. *Mines d'urane.* Dissolvez dans l'acide nitrique étendu, qui dissoudra l'oxide d'urane et laissera celui de fer, ou dans l'acide sulfurique qui agira de la même manière; ou s'il y a du fer dans la solution, on peut le précipiter par le zinc. Ajoutez alors de la potasse caustique qui précipitera l'oxide d'urane et de zinc. On sépare celui-ci par la digestion dans l'ammoniaque pure, qui laisse l'oxide d'urane. En dissolvant cet oxide dans l'acide sulfurique étendu, on obtient des cristaux jaunes ou citron.

Si la mine contient du cuivre, il se dissoudra dans l'ammoniaque avec le zinc. S'il y a du plomb, il formera avec l'acide sulfurique un sel moins soluble que le sulfate d'urane, et qui se séparera le premier par l'évaporation.

16. *Mines de tungstène.* Le meilleur dissolvant est l'acide nitro-muriatique, qui dissout les terres et les autres métaux. Le tungstène reste sous forme d'un oxide jaune facile à distinguer de l'oxide d'urane, parce qu'il devient blanc par l'addition de l'ammoniaque. Pour réduire cet oxide, mélangez-le avec son poids de sang desséché, et chauffez au rouge dans un creuset brasqué auquel vous appliquerez une violente chaleur pendant une heure au moins.

17. *Mines de molybdène.* Distillez plusieurs fois à siccité avec de l'acide nitrique, vous convertirez ainsi l'oxide de molybdène en acide qui est soluble dans l'acide nitrique, et peut être séparé par là de tous les métaux, excepté du fer, que l'on enlève par l'acide sulfurique ou muriatique. La solution de l'oxide de molybdène dans l'acide sulfurique est bleue quand elle est

froide, et sans couleur quand elle est chaude. Celle dans l'acide muriatique n'est bleue que quand l'acide est chaud et concentré. (*Voyez l'analyse du molybdate de plomb de Carinthie*, par Hatchett, *Phil. Trans.* 1796, et *Klaproth*, vol. II, page 109).

Nous avons donné dans la première partie de cet ouvrage, sect. XVIII, des règles qui suffisent pour analyser les mines des autres métaux ; il est inutile d'entrer dans de plus grands détails, nous indiquerons seulement les ouvrages où se trouvent les meilleures analyses de leurs mines.

18. *Mines de titane.* Consultez le Mémoire de Greyer dans le *Journal de Physique*, XXIX, pages 72-152 ; Klaproth, I, page 496, et Chenevix dans le *Journal de Nicholson*, V, page 152.

19. *Mines de tellure.* Klaproth, II, page. 176.

20. *Mines de tantale.* Ekeberg, *Annales de Chimie*, XIV, page 279.

21. *Mines de chrome.* Vauquelin, *Annales de Chimie*, XXV.

22. *Mines de colombium.* Hatchett, *Phil. Trans.* 1802.

23. *Mines de palladium et rhodium.* Wollaston, *Phil. Trans.* 1805.

24. *Mines d'iridium et d'osmium.* Tennant, *Phil. Trans.* 1804.

25. *Mines de cerium.* Hisenger et Berzelius. Vauquelin, *Annales de Chimie*, tome L, pag. 245.

SECTION VII.

Analyse des Mines par la voie sèche.

Pour analyser les mines par la voie sèche, méthode qui doit être employée quand il s'agit d'établir des travaux en grands, il faut un appareil plus compliqué. Un fourneau à essai, des moufles et des creusets sont absolument nécessaires. Ces ustensiles ont été énumérés dans le chapitre des *Appareils*, et décrits dans l'explication des Planches.

Pour réduire une mine, il faut ordinairement la griller pour chasser le soufre et les autres ingrédiens volatils, ou bien mélanger la mine avec du nitre en poudre, et projeter le mélange dans un creuset. On enlève par lixiviation le sulfate de potasse qui se forme, et on garde l'oxide pour d'autres expériences.

Comme beaucoup de métaux retiennent si fortement leur oxigène, qu'on ne peut le dégager par la chaleur, il est bon de se servir des matières inflammables; et pour obtenir le métal à l'état d'une masse et non de petits grains agglutinés, on ajoute quelque matière fusible au travers de laquelle le métal en fusion se rassemble en un culot. Les substances que l'on emploie à cet effet portent le nom de *Flux*. La base terreuse ou alcaline de ce flux sert aussi à une autre fin, c'est qu'elle se combine à l'acide qui peut exister avec le métal, et empêche sa décomposition.

Les mines des différens métaux et les différentes mines du même métal exigent des flux différens. Il faudroit employer trop de temps pour indiquer les règles

à suivre dans chaque cas particulier : je ne ferai donc ici que donner une idée des flux qui sont le plus généralement employés.

On forme le *flux noir* en faisant détoner un mélange d'une partie de nitrate de potasse et de deux de tartrate acidule de potasse, qui fournissent du sous-carbonate de potasse mélangé intimement avec du charbon très-divisé. On obtient le *flux blanc* en projetant dans un creuset rouge parties égales des mêmes sels ; on forme de bons flux avec deux parties de muriate de soude bien séché dans un creuset, une partie de chaux séchée et pulvérisée, et une demi-partie de charbon ; ou 400 parties de borax calciné, 40 de chaux et 50 de charbon ; ou deux parties de verre en poudre fine, une de borax et une demi-partie de charbon. Après avoir grillé la mine, si cela est nécessaire, on la mêle avec trois ou quatre fois son poids de flux ; on place le tout dans un creuset, et on recouvre d'un peu de charbon en poudre ; on lute ensuite le couvercle, et l'on expose le creuset à une forte chaleur dans un fourneau à vent. Les mines de fer ne se réduisent que très-difficilement ; elles exigent une chaleur très-intense. Celles d'argent et de plomb se métallisent à une légère chaleur. On trouve le métal au fond du creuset, sous forme d'un culot.

Les métaux volatils, comme le mercure, le zinc, l'arsenic, le tellure et l'osmium, ne doivent pas être traités de la même manière, mais on les distille dans une cornue de grès avec une matière inflammable.

Je renvoie le lecteur pour des détails plus étendus sur l'analyse des différentes mines, soit par la voie sèche, soit par la voie humide, au IIe. vol. de *la Minéra-*

logie de M. Kirwan ; et pour des exemples, aux divers Mémoires de M. Vauquelin dans les *Annales de Chimie ;* à ceux de M. Hatchett et de M. Chenevix dans les *Transactions Philosophiques ;* ou à ceux du docteur Kennedy dans le *Journal de Nicholson ;* et à l'ouvrage que M. Klaproth a publié depuis peu.

Ce n'est qu'en portant attention à ces modèles d'exactitude, et en suivant la pratique, que l'on peut acquérir de la facilité et de l'exactitude dans l'art d'analyser les minéraux ; et quoique des règles générales soient dans ce cas d'une grande utilité, il est impossible d'en donner qui puissent se rapporter à cette variété infinie de corps que la nature présente dans le règne minéral.

TROISIEME PARTIE.

Application de la Chimie à quelques objets d'utilité générale.

CHAPITRE PREMIER.

Moyens de découvrir les poisons.

Quand on soupçonne qu'une mort subite a été occasionnée par quelque poison pris ou donné, soit exprès, soit par accident, on a recours au témoignage du médecin, pour confirmer ou détruire le soupçon. On peut aussi quelquefois l'appeler, pour s'assurer de la cause des effets nuisibles provenant de substances dangereuses dans les alimens ; et, d'après cela, il sera très-utile que nous fassions connoître ici brièvement les moyens les plus praticables pour obtenir, par expérience, un résultat satisfaisant.

Les seuls poisons que l'on puisse découvrir d'une manière décisive par les réactifs chimiques, sont ceux du règne minéral. L'arsenic et le sublimé corrosif (1) sont employés, le plus communément, dans le dessein de produire la mort; tandis que le cuivre et

(1) Je me sers du mot arsenic, au lieu de celui plus propre, acide arsenieux, et de celui de sublimé corrosif, pour muriate oxigéné de mercure, parce que ces deux termes sont plus généralement employés.

le plomb peuvent exister quelquefois dans les alimens ou les boissons, sans qu'on ait eu intention de les y introduire. L'action continue des deux dernières substances produit souvent des effets moins soudains et moins violens, mais non moins nuisibles à la vie que les poisons les plus actifs; et un grand nombre de personnes éprouvent les pernicieux effets, de ces substances métalliques.

SECTION PREMIÈRE.

Moyens de découvrir l'Arsenic.

Quand on soupçonne, par quelques symptômes, qu'une mort subite a pour cause l'emploi de l'arsenic, il faut examiner avec beaucoup d'attention les matières contenues dans l'estomac. A cet effet, on doit faire une ligature à chaque orifice, retirer l'estomac du corps, et verser ce qu'il contient dans un vase de terre ou de verre. L'arsenic, en raison de sa grande pesanteur spécifique, gagnera le fond du vase, et on pourra le séparer en enlevant, par des lavages successifs avec de l'eau froide, les autres substances qui y étoient mêlées : et les lavages ne doivent point être jetés, jusqu'à ce que l'on se soit assuré, d'une manière certaine, de la présence de l'arsenic, que l'on doit trouver au fond du vase sous forme de poudre blanche, qu'on rassemblera avec soin, que l'on séchera sur un filtre, et que l'on soumettra aux expériences suivantes.

A. Faites bouillir une petite quantité de cette poudre avec 30 ou 40 grammes d'eau, dans une bouteille, et filtrez la solution.

B. Ajoutez à cette solution un peu d'eau saturée de

gaz hydrogène sulfuré ; si l'arsenic existe dans la liqueur, il se fera un précipité jaune d'or, qui deviendra plus foncé, si l'on ajoute quelques gouttes d'acide acétique.

C. Le même effet sera produit par les hydro-sulfures d'ammoniaque et de potasse. (Voy. vol. I, p. 384, 385.)

Il est nécessaire cependant d'observer que ces réactifs sont décomposés, non-seulement par toutes les solutions métalliques, mais aussi par la simple addition d'un acide. Mais, d'après le docteur Bostock (1), la plus grande partie de ces précipités diffère si fortement, qu'il n'est pas probable qu'on puisse les confondre : les deux seuls qui ont quelque ressemblance, sont celui produit par le tartrate d'antimoine, et celui formé par un acide. Cependant, le soufre conserve dans ce dernier sa couleur jaune particulière ; tandis que l'arsenic présente une nuance orange beaucoup plus foncée. Mais on ne peut facilement trouver de différence entre les hydro-sulfures d'arsenic et d'antimoine ; et, d'après cela, le docteur Bostock conclut, que l'hydrogène sulfuré et ses composés ne peuvent mériter de confiance que comme moyens adjuvans : ils découvrent l'arsenic avec une grande délicatesse. 778 milligrammes d'eau, à laquelle il ajouta seulement 64 milligrammes de soufre liquide (sulfure-hydroguré), devinrent instantanément et complètement opaque, par l'addition de 0,03 milligrammes d'oxide blanc d'arsenic, dissous dans l'eau.

D. Ajoutez à un peu de la solution (*A*), quelques gouttes d'une solution étendue de carbonate de potasse,

(1) *Edinburgh medical, and Surgical Journal*, v, pag. 166.

et ensuite quelques gouttes d'une solution de sulfate de cuivre; la présence de l'arsenic se manifestera par la formation d'un précipité vert-jaunâtre. Ou bien, faites bouillir la poudre que vous examinez avec une solution étendue de potasse pure; et si l'arsenic y existe, vous vous en apercevrez en y versant une solution de sulfate de cuivre: le précipité prendra une couleur particulière, qui est celle du vert de Scheele, employé en peinture. (Voy. chap. XVIII, sect. 16.) Pour rendre plus certaine la présence de l'arsenic, il sera bon de faire des expériences comparatives sur de l'arsenic même.

Le docteur Bostock a trouvé, que les proportions différentes que l'on emploie des divers réactifs, influent beaucoup sur les résultats que l'on obtient. Les meilleures proportions sont: une partie d'arsenic, trois de potasse (probablement de sous-carbonate ou sel de tartre commun), et cinq de sulfate de cuivre. Par exemple, quand on mêle une solution de 75 milligr. d'arsenic et de 225 de potasse dans 6 grammes d'eau, avec une autre de 375, dans la même quantité d'eau, tout se convertit en un beau vert gazon, et il se forme un précipité abondant de la même nuance; tandis que la liqueur surnageante reste transparente et presque sans couleur. Les mêmes substances, à l'exception de l'arsenic, donnent un bleu ciel léger, si différent du premier, qu'il est impossible de les confondre. De cette manière, 0,08 milligrammes d'arsenic, dissous dans 140 milligrammes d'eau, donnent, par l'addition de potasse et de sulfate de cuivre, en proportions convenables, un précipité distinct de vert de Scheele. Quand on fait usage de ce réactif, il faut examiner avec soin si le fluide réfléchit et ne transmet pas la lumière; et alors

on doit faire cette expérience dans le jour. Pour rendre l'effet plus frappant, on peut placer un morceau de papier blanc derrière le verre dans lequel est placé le mélange (1).

E. Rassemblez, séchez et projetez sur un charbon rouge l'un des précipités précédens ; il s'élèvera une odeur de soufre, qui sera suivie d'une odeur d'ail.

F. M. Home, de Londres, a proposé un nouveau procédé pour découvrir l'arsenic. (*Phil. Mag.*, XXXIII.) Il emploie le nitrate d'argent fondu de la manière suivante (2) : Introduisez dans un matras deux ou trois centigrammes de la poudre que vous examinez; ajoutez-y au moins 250 grammes d'eau distillée ou d'eau de pluie, et chauffez légèrement sur une lampe ou sur un feu de charbon clair, jusqu'à ce que la liqueur bouille, et alors agitez souvent le matras : ce que l'on peut faire facilement en entourant le col avec un papier, ou en garnissant ses mains d'un gant. Ajoutez à la solution chaude un ou deux centigrammes de sous-carbonate de potasse ou de soude, en agitant, pour rendre le mélange uniforme. Versez alors dans une petite fiole environ deux cuillerées de cette solution, et présentez seulement à la surface un bâton de pierre infernale; s'il y a de l'arsenic, il se fera à l'instant un précipité jaune, qui partira du point de contact du nitrate avec le fluide, et garnira le fond d'un grand nombre de petits flocons. M. Home assure que ce précipité ne peut être confondu avec aucune autre substance, et qu'il donne alors une certitude indubitable.

(1) *Loc. cit.*, pag. 170.

(2) *London, Medidical and Physical Journal*, XXIII, p. 448.

M. Home a trouvé aussi que le nitrate d'argent agit sensiblement sur l'*arseniate* de potasse, et distingue bien ce sel de l'*arsenite de potasse;* le précipité, dans le premier cas, étant beaucoup plus foncé et inclinant plus au rouge brique. Il pense que, dans l'un et l'autre cas, le nitrate d'argent est préférable au sulfate de cuivre, parce qu'il donne un précipité beaucoup plus abondant, en employant des quantités égales. Il recommande l'emploi de ce réactif, plutôt à l'état sec qu'à celui de solution, et il ne fait que placer le morceau de nitrate à la surface du liquide.

G. Mais le moyen le plus décisif de déterminer la présence de l'arsenic, est de le réduire à l'état métallique, parce qu'alors ses caractères sont clairs et non équivoques. A cet effet, rassemblez une portion du sédiment blanc obtenu des substances contenues dans l'estomac, et la mêlez avec trois fois son poids de flux noir (page 425), ou, si vous ne pouvez vous en procurer, avec deux parties de carbonate de potasse très-sec (sel de tartre du commerce), et une partie de charbon en poudre. Le docteur Bostock a trouvé, que l'on peut avantageusement substituer à ce mélange un composé de 1 centigramme de charbon avec deux gouttes d'huile. Prenez un tube de 200 ou 225 millim. de longueur et 8 ou 12 millim. de largeur, et scellé hermétiquement par une extrémité; lutez avec de l'argile environ 6 millim. de longueur, et faites sécher le lut. Mettez alors dans le tube le mélange de poudre blanche, avec son flux; et s'il en adhère au verre, faites-le tomber au moyen d'une plume, afin que la partie supérieure du tube soit propre et sèche. Fermez légèrement l'extrémité du tube avec un papier, et

chauffez seulement la partie lutée : s'il y a de l'arsenic, il s'élèvera à la partie supérieure du tube, sous forme de lames brillantes. Cassez le tube, rassemblez le métal réduit et jetez-en un peu sur un fer chaud ; si c'est de l'arsenic, il s'élèvera une fumée épaisse, et il se dégagera une forte odeur d'ail. On peut encore s'assurer que ce métal est de l'arsenic, en en plaçant une petite quantité entre deux plaques de cuivre polies, l'entourant avec de la poudre de charbon, pour empêcher qu'il ne se perde ; réunissant les deux plaques au moyen d'un fil de fer, et chauffant au rouge obscur. Si la substance que vous examinez est de l'arsenic, le cuivre aura pris une teinte blanche.

H. Il est bon d'observer que l'oxide blanc d'arsenic, chauffé sans l'addition de substances inflammables, ne blanchit pas le cuivre et ne donne pas d'odeur d'ail.

Le docteur Black assure que l'on peut faire toutes les expériences nécessaires pour découvrir l'arsenic, sur un centigramme d'oxide blanc ; cette quantité lui ayant fourni, quand il la chauffe, avec du flux, dans un tube, une quantité de métal assez considérable pour établir, avec certitude, sa présence.

Si (ce qui n'est pas probable) la quantité d'arsenic qui se trouvoit dans l'estomac étoit si petite ; qu'ayant occasionné la mort, elle restât cependant suspendue dans les lavages, filtrez alors toute la dissolution aqueuse et essayez la liqueur claire par les réactifs *b*, *c*, *d*, *e*.

SECTION II.

Moyens de découvrir le sublimé-corrosif.

Le sublimé-corrosif (muriate très-oxidé de mercure) est, après l'arsenic, le plus violent de tous les poisons métalliques. On peut le rassembler en traitant les matières contenues dans l'estomac, comme nous l'avons dit ci-dessus ; mais comme il est plus soluble que l'arsenic, c'est-à-dire, dans environ dix-neuf fois son poids d'eau, il ne faut employer que la quantité d'eau absolument nécessaire, et conserver avec soin les lavages, pour les examiner.

Si l'on recueille de cette manière une poudre que l'on trouve n'être pas de l'arsenic, on reconnoîtra aux propriétés suivantes, si c'est du sublimé-corrosif.

(*a*) Exposez-en une petite quantité, sans aucun mélange, à la chaleur, dans un tube de verre luté, comme nous l'avons dit pour l'arsenic ; le sublimé-corrosif s'élèvera à la partie supérieure, sous forme d'une croûte blanche brillante.

(*b*) Dissolvez une autre portion dans l'eau distillée, et observez combien de sel l'eau est susceptible de prendre.

(*c*) A la solution aqueuse, ajoutez un peu d'eau de chaux ; il se fera à l'instant un précipité jaune orange.

(*d*) Ajoutez à une autre portion de la solution, du sous-carbonate de potasse (sel de tartre) ; il se fera un précipité blanc : mais, par une nouvelle addition d'alcali, il se formera un autre précipité orange.

(*e*) Le carbonate de soude produit les mêmes effets.

(*f*) L'eau chargée d'hydrogène sulfuré y formera un précipité d'une couleur foncée, qui, séché et chauffé fortement, se volatilise en entier, sans produire d'odeur d'ail.

Le seul poison d'une grande force, dont nous n'avons pas parlé, et qu'il n'est pas probable que l'on rencontre, parce qu'il est peu connu, est le carbonate de barite. Ce sel, dans le pays où on le trouve, est employé comme mort-aux-rats; et il n'y a pas de doute qu'il n'ait la même action sur l'économie animale. On peut le découvrir en le dissolvant dans l'acide muriatique; et en versant, dans la solution, de l'acide sulfurique ou du sulfate de soude, il se formera un précipité très-insoluble. Si les sels de barite avoient été employés comme poison, on les retrouveroit dans les eaux de lavage, par le précipité abondant qu'y formeroit l'acide sulfurique.

SECTION III.

Moyens de découvrir le cuivre et le plomb.

Le cuivre et le plomb se trouvent quelquefois dans les alimens, par l'emploi des ustensiles de cuisine formés de ces métaux.

I. Quand on soupçonne le cuivre dans une liqueur, on peut s'assurer de sa présence en y versant une solution d'ammoniaque pure, qui produira une belle couleur bleue. Si la solution est très étendue, on la concentre par évaporation; et si elle contient un grand excès d'acide, comme celle que l'on emploie pour mariner les alimens, on ajoute autant d'alcali qu'il en faut pour saturer une très-grande partie de l'acide.

II. On trouve quelquefois le plomb, en quantité suffisante pour être nuisible à la santé, dans l'eau qui a été gardée dans des vaisseaux de plomb, et quelquefois même dans les eaux des pompes, qui sont construites avec ce métal. On a reconnu aussi quelquefois dans le vin, de l'acétate de plomb, que l'on y avoit ajouté pour corriger ses défauts.

On peut découvrir le plomb en ajoutant à une portion de l'eau que l'on soupçonne, environ la moitié de son volume d'eau chargée d'hydrogène sulfuré. S'il y a du plomb, la liqueur devient brune ou noirâtre. Ce réactif est si délicat qu'il affecte sensiblement l'eau condensée par le serpentin d'un alambic. On le découvre aussi de la même manière au moyen de l'hydro-sulfure d'ammoniaque ou de potasse.

Cependant le docteur Lambe (1), a fait une savante analyse de l'eau de source du prieuré de Zemington, près Warwick; il a par de nouveaux moyens découvert la présence du plomb dans quelques eaux de source qui n'éprouvoient aucun changement par l'action de l'hydrogène sulfuré, et il a trouvé ce métal dans le précipité que forment les carbonates de potasse et de soude. En opérant sur ces eaux, le docteur Lumbe a fait la remarque suivante :

A. L'hydrogène sulfuré forme quelquefois un nuage foncé dans la solution nitrique du précipité formé par les alcalis.

B. Quoique dans d'autres cas il ne forme pas de nuage, le précipité lui-même devient noirâtre par les sulfures.

(1) Voyez ses recherches sur les propriétés des eaux de source. *Londres*, Johnson, 1807.

C. Ce réactif forme un nuage blanc quand on le mêle avec le précipité comme en *A*.

D. Le réactif ne forme pas de nuage et ne noircit pas le précipité.

E. Dans les cas *b*, *c*, *d*, chauffez le précipité au rouge avec un carbonate alcalin, enlevez par l'eau le carbonate, et traitez le précipité comme en *A*. Les sulfures forment alors un nuage foncé dans la solution de ce précipité. Il est essentiel dans ces expériences que l'acide employé pour redissoudre le précipité, ne soit pas en excès, et s'il y existe, cet excès doit être saturé avant d'employer le réactif. Il vaut mieux employer assez peu d'acide pour qu'une partie du précipité reste non dissoute.

F. Au lieu du procédé *E*, on peut exposer le précipité au rouge sans y rien ajouter, et le traiter alors comme en *A*. Dans ce cas le réactif découvrira le métal, mais avec moins de certitude que dans le cas précédent.

L'acide nitrique que l'on emploie dans ces expériences doit être parfaitement pur, et le réactif récemment préparé en saturant de l'eau de gaz hydrogène sulfuré.

Un autre mode d'analyse employé par le docteur Lambe, consiste à précipiter le plomb par le muriate de soude, mais comme le muriate de plomb est un peu soluble dans l'eau, ce moyen ne peut être employé quand on n'a que de petites quantités d'eau. Il faut donc rassembler le précipité de 8 ou 10 litres d'eau, et le chauffer au rouge avec le double de son poids de carbonate de soude, dissoudre la soude et ajouter de

l'acide nitrique étendu, en saturant l'excès qui pourroit exister, et employer alors les sulfures.

Le troisième procédé qui est le plus satisfaisant et le plus facile, si ce n'est à cause du désagrément de rassembler une grande quantité de précipité, est la réduction du métal. Pour cela on mêle le précipité avec son propre poids de carbonate alcalin, et on l'expose avec ou sans mélange d'un peu de charbon en poudre, à une chaleur suffisante pour fondre l'alcali. En cassant le creuset, on trouve au fond un petit globule de plomb réduit. Le précipité d'environ 200 litres d'eau a donné au docteur Lambe, à peu près 130 milligrammes de plomb.

On peut employer aussi pour découvrir le plomb dans les vins, un réactif inventé par le Dr. Hahneman, et qui porte son nom. On le prépare en mêlant ensemble dans une petite fiole, 60 grammes de sulfure de chaux, préparé par la voie sèche (en exposant au rouge dans un creuset couvert, des poids égaux de chaux en poudre et de soufre exactement mêlés, et 20 grammes de tartrite acidule de potasse (crême de tartre). On remplit la fiole avec de l'eau, on la bouche bien, et on l'agite pendant l'espace de 10 minutes. Quand la poudre s'est déposée décantez la liqueur claire et conservez-la dans une bouteille bien bouchée; pour l'usage, quand cette liqueur est nouvellement préparée, elle donne avec le plomb un précipité d'une couleur foncée. Une autre preuve de la présence du plomb dans les vins, est le précipité qui s'y forme en y ajoutant une solution de sulfate de soude.

La quantité de plomb que l'on a découvert dans les

vins sophistiqués, peut être estimée à environ deux grammes, pour 200 litres d'eau (Lambe, pag. 175).

Quand une quantité considérable d'acétate de plomb a été introduite dans l'estomac (comme cela est arrivé quelquefois à des enfans, à cause de sa saveur sucrée), après l'action active de l'émétique, on doit administrer l'hydro-sulfure de potasse ou d'ammoniaque, ou une solution d'un sulfure.

Dans le cas ou on auroit avalé de l'acide sulfurique, ce qui est quelquefois arrivé aussi à des enfans, M. Fourcroy recommande d'administrer promptement une solution de savon, ou d'un mélange de carbonate de chaux (craie), et de carbonate de magnésie avec de l'eau. (*Système des Conn. Chim.* vol. 1. pag. 240).

CHAPITRE II (1).

Des différens moyens à employer pour reconnoître la pureté des préparations chimiques dont on fait usage, soit en médecine, soit dans d'autres arts.

1. *De l'Acide sulfurique, ou de l'Huile de vitriol.*

La pesanteur spécifique de l'acide sulfurique doit être de 1850; il doit rester parfaitement clair lorsqu'on

(1) M. d'Arcet a bien voulu me communiquer quelques notes sur ce chapitre; je les ai placées à la suite du texte, mais en caractères plus petits, et précédées d'un astérisque, afin qu'on les puisse distinguer facilement. (*Note du traducteur.*)

y ajoute de l'eau distillée; et s'il s'y forme un précipité lorsqu'il est affoibli, c'est une preuve qu'il contient ou du sulfate de plomb, ou du sulfate de chaux en dissolution.

La présence du fer dans l'acide sulfurique se reconnoît en en saturant une portion étendue d'eau avec du carbonate de soude pur, et en y versant quelques gouttes de prussiate de potasse. S'il y a du fer en dissolution, il se forme un précipité bleu qui indique la présence de ce métal : on la reconnoît encore en versant dans une autre portion de l'acide saturé de soude, quelques gouttes de teinture de noix de galle. S'il y a du fer, la liqueur prend une teinte pourprée ou noirâtre.

On reconnoît la présence du cuivre en versant de l'ammoniaque dans l'acide étendu d'eau et saturé avec du carbonate de soude : le plomb se reconnoît au moyen du sulfure d'ammoniaque; mais ce dernier métal est presque toujours précipité à l'état de sulfate par la seule addition de l'eau distillée.

On découvre les sulfates de potasse ou de soude en saturant l'acide affoibli avec de l'ammoniaque, en évaporant la solution à siccité et en chauffant le résidu assez fortement pour volatiliser le sulfate d'ammoniaque. Les sulfates de potasse ou de soude qui restent, se reconnoissent facilement soit à leur solubilité, soit au moyen des autres propriétés de ces sels. (*Voy.* vol. I, page 358 - 359).

* Pour l'usage ordinaire des manufactures, on peut se contenter de prendre la pesanteur spécifique de l'acide sulfurique, et d'en faire évaporer à siccité 50 grammes dans une capsule d'or, de platine ou de cuivre doublé d'une feuille d'un de ces deux derniers métaux; on pourra considérer

l'acide essayé comme bien fabriqué, et d'un bon emploi, lorsqu'on trouvera 1844 pour l'expression de sa pesanteur spécifique, et quand le résidu des 50 grammes évaporés n'excédera pas les 0,005 du poids de l'acide sulfurique employé.

2. *Des Acides nitrique et nitreux, ou de l'Eau-forte.*

L'acide nitrique doit être parfaitement blanc et aussi limpide que de l'eau; on doit le conserver dans un endroit obscur pour éviter qu'il ne passe à l'état d'acide nitreux.

L'acide nitrique et l'acide nitreux contiennent souvent de l'acide sulfurique et de l'acide muriatique; on y reconnoît la présence de l'acide sulfurique en ajoutant du nitrate ou du muriate de barite dans une portion de l'acide étendu de beaucoup d'eau. La barite s'unit à l'acide sulfurique, et forme un précipité blanc et insoluble. On se sert du nitrate d'argent pour reconnoître la présence de l'acide muriatique. Le muriate d'argent qui se précipite, et qui est d'abord blanc, se colore bientôt si on l'expose aux rayons directs du soleil. Il arrive quelquefois que l'acide nitrique contient en même temps de l'acide sulfurique et de l'acide muriatique; dans ce cas il faut verser dans l'acide nitrique un excès de nitrate de barite pour en séparer tout l'acide sulfurique; on laisse former le dépôt, on tire la liqueur à clair, et on y verse du nitrate d'argent; s'il y a de l'acide muriatique dans l'acide que l'on essaie, il se forme du muriate d'argent qui se précipite. On peut encore reconnoître la présence de l'acide muriatique en versant, dans la liqueur, de la solution de sulfate d'argent.

La pesanteur spécifique des acides nitrique et nitreux doit être de 1550.

* Si l'acide nitrique contient des substances salines en dissolution, on en reconnoît la nature et la quantité en en faisant évaporer à siccité 50 grammes dans une capsule de platine, et en examinant le résidu : l'acide nitrique pur, évaporé à siccité, ne doit laisser aucun résidu sur la capsule.

3. *De l'Acide muriatique, ou de l'Esprit de sel.*

Cet acide contient presque toujours du fer, que l'on reconnoît à la couleur jaune qu'il donne à la liqueur; l'acide muriatique pur doit être parfaitement incolore. On peut encore reconnoître la présence du fer en suivant le procédé indiqué pour découvrir ce métal, lorsqu'il s'en trouve dans l'acide sulfurique.

Si l'acide muriatique contient de l'acide sulfurique, on l'y démontre en versant du muriate de barite dans l'acide étendu de cinq ou six parties d'eau pure.

La pesanteur spécifique de l'acide muriatique doit être au moins de 1170.

* Si l'acide muriatique contient quelques sels en dissolution, on peut les y reconnoître en suivant le procédé indiqué plus haut pour examiner, sous le même rapport, la pureté de l'acide sulfurique (pag. 440).

4. *De l'Acide acétique, ou du Vinaigre radical.*

L'acide acétique contient souvent de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique. Si l'acide est pur, on éprouve une sensation agréable en le respirant; mais s'il contient de l'acide sulfureux, en l'examinant de la même

manière, on en reconnoît bien aisément la présence. L'acide sulfurique se découvre au moyen du muriate de barite; le cuivre, en mettant dans l'acide un excès d'ammoniaque, et le plomb, en y versant du sulfure d'ammoniaque. La pesanteur spécifique de l'acide acétique doit être au moins de 1060.

5. *De l'Acide acéteux, ou du Vinaigre distillé.*

L'acide acéteux qui a été distillé dans des vaisseaux de cuivre, contient presque toujours quelque portion de ce métal; et si la condensation s'est opérée dans un serpentin de plomb, l'acide contient alors plus ou moins de plomb en dissolution. On reconnoît la présence du cuivre en ajoutant à l'acide acéteux de l'ammoniaque en excès, et le plomb se découvre au moyen du sulfure d'ammoniaque ou de l'eau saturée de gaz hydrogène sulfuré. (*Voyez* le chapitre précédent).

Le vinaigre contient quelquefois de l'acide sulfurique que l'on y ajoute dans le commerce pour en augmenter la saveur acide. On reconnoît facilement cette fraude en y versant quelques gouttes de dissolution de barite. Si le vinaigre contient de l'acide sulfurique, il se forme aussitôt un précipité blanc qui en indique la présence.

* Il faut avoir soin d'ajouter au vinaigre, que l'on veut essayer, quelques gouttes d'acide nitrique pur et de l'eau distillée, avant d'y verser la dissolution de barite.

6. *De l'Acide boracique.*

L'acide boracique pur doit se dissoudre en entier dans cinq fois son poids d'alcool bouillant, et la dissolution doit brûler avec une flamme verte. Cet acide cristallise en petites écailles hexagonales brillantes et

d'une couleur blanche argentée. Sa pesanteur spécifique est de 1480.

7. *De l'Acide tartareux.*

Cet acide contient souvent de l'acide sulfurique. Pour en reconnoître la présence, il faut dissoudre l'acide tartareux dans de l'eau, et y ajouter de la dissolution d'acétate de plomb. Si le précipité qui se forme est soluble en entier dans l'acide nitrique ou dans l'acide acéteux, l'acide tartareux ne contient point d'acide sulfurique; car, dans le cas contraire, le précipité ne le dissoudroit pas en entier, et il resteroit du sulfate de plomb au fond de la liqueur. Lorsque l'acide tartareux contient de l'acide sulfurique, le muriate de barite y forme aussi un précipité qui est insoluble dans un excès d'acide muriatique.

8. *De l'Acide de l'ambre* (succinique).

L'acide que l'on extrait de l'ambre se trouve frelaté tantôt avec de l'acide sulfurique ou avec des sulfates, tantôt avec de l'acide tartareux ou avec du muriate d'ammoniaque.

On y reconnoît la présence de l'acide sulfurique et des sulfates au moyen des dissolutions de barite. On y découvre l'acide tartareux en y ajoutant du carbonate de potasse qui, en se combinant avec l'acide tartareux, forme un sel peu soluble. Lorsque l'acide de l'ambre contient du muriate d'ammoniaque, le nitrate d'argent y forme un précipité, et indique ainsi la présence de l'acide muriatique, et la potasse pure en dégage l'ammoniaque, que l'on reconnoît à sa forte odeur.

Lorsque l'acide succinique est pur, il est sous forme de cristaux blancs d'une saveur acide, solubles dans 24 parties d'eau froide ou dans 8 parties d'eau chaude, et qui se volatilisent en entier lorsqu'on les jette sur un morceau de fer chauffé au rouge.

9. *De l'Acide benzoïque.*

Cet acide se trouve rarement frelaté : le meilleur est d'un blanc brillant et d'une odeur très-agréable ; il se dissout dans une grande quantité d'eau bouillante ou dans l'alcool, et ne laisse point de résidu lorsqu'on le jette sur un fer rouge.

10. *Du Sous-carbonate de potasse.*

La potasse connue dans le commerce sous le nom de *Sel de tartre*, contient toujours du sulfate et du muriate de potasse, de la silice et de la terre calcaire. Lorsque ce sel est pur, il doit se dissoudre en entier dans deux fois son poids d'eau froide ; on y trouve quelquefois jusqu'à un quart de matières étrangères, dont la plus grande partie est du sulfate de potasse.

Pour reconnoître la nature de la fraude, il faut dissoudre une partie du sel dans de l'acide nitrique pur étendu d'eau. La silice reste seule insoluble. On ajoute, à une partie de la dissolution, du nitrate de barite, qui, en y formant un précipité abondant, y démontre la présence du sulfate de potasse. On reconnoît la présence des muriates en versant du nitrate d'argent dans une autre portion de la dissolution ; et l'oxalate ou le fluate d'ammoniaque, versés dans une troisième portion de la même dissolution, servent à

découvrir la terre calcaire avec laquelle ces sels forment un précipité blanc insoluble dans l'eau.

On peut employer le même procédé pour examiner le degré de pureté d'une solution de sous-carbonate de potasse.

11. *De la Potasse pure.*

On peut reconnoître dans la potasse pure la présence des sulfates et des muriates, en suivant le procédé indiqué à l'article 10, et au moyen duquel on a examiné le sous-carbonate de potasse.

L'eau de barite ne doit point troubler la dissolution de potasse pure. Si, lors du mélange, il se forme un précipité, et que ce précipité soit soluble dans l'acide muriatique foible, il indique que la potasse contenoit de l'acide carbonique. S'il reste insoluble, il y démontre la présence de l'acide sulfurique.

Si la solution de potasse fait effervescence lorsqu'on y ajoute de l'acide sulfurique foible, on peut dire qu'elle contient beaucoup d'acide carbonique. On y démontre un excès de chaux en y faisant passer, au moyen d'un tube de verre, de l'air des poumons; car lorsque la dissolution tient de la chaux, il se forme un précipité blanc qui est insoluble dans la liqueur.

12. *Du Sous-carbonate de soude.*

Le sous-carbonate de soude contient presque toujours du muriate et du sulfate de soude; on y reconnoît ces sels étrangers en saturant une portion du sous-carbonate de soude avec de l'acide nitrique pur, et en versant dans la dissolution, d'abord du nitrate de barite pour trouver l'acide sulfurique, et ensuite du nitrate

d'argent pour démontrer la présence de l'acide muriatique.

On pourra se servir de l'acide tartareux pour reconnoître la présence du carbonate de potasse, puisque cet acide forme avec la potasse un sel difficilement soluble ; tandis que le tartrate de soude se dissout au contraire avec facilité.

Il faut verser l'acide tartareux dans une dissolution concentrée de l'alcali que l'on essaie, pour que le tartrate de potasse, peu soluble, se dépose plus facilement.

* On peut encore reconnoître la présence de la potasse dans le sous-carbonate de soude, en y versant d'abord de l'acide nitrique pur en léger excès, et en y ajoutant ensuite quelques gouttes de muriate de platine concentré ; si la liqueur ne contient point de sels ammoniacaux, et qu'il s'y forme un précipité d'un beau jaune, on peut être assuré qu'elle contient de la potasse.

13. *Solution de Carbonate d'ammoniaque.*

La pesanteur spécifique de cette dissolution doit être de 1150 ; elle doit faire effervescence avec les acides, et l'alcool doit y former un précipité abondant.

14. *Du Carbonate d'ammoniaque.*

Ce sel, exposé à une température suffisante, doit se sublimer en entier. Si en le mettant sur un morceau de fer rouge, il laisse un résidu, on peut y soupçonner la présence du carbonate de potasse ou de chaux. C'est sur-tout lorsqu'on l'achète en poudre que l'on y trouve ces corps étrangers, d'où il suit qu'il faut toujours le choisir en masses solides. On y reconnoit la présence

des muriates, des sulfates, de la chaux et du fer en en saturant une portion avec l'acide nitrique, et en examinant la dissolution au moyen des réactifs convenables, et dont nous avons déjà souvent parlé.

15. *Solution d'ammoniaque pure dans l'eau.*

L'ammoniaque pure existe à l'état de gaz condensable par l'eau ; sa dissolution dans ce liquide donne le moyen de l'appliquer facilement aux divers usages auxquels on le destine.

Cette dissolution ne doit contenir que de l'ammoniaque; elle doit être absolument exempte d'acide carbonique, et doit contenir la plus grande quantité possible d'alcali.

Si l'on soupçonne la présence de quelques sels étrangers dans la solution d'ammoniaque, il faut en saturer une portion avec de l'acide nitrique pur, et examiner la dissolution avec les réactifs qui servent à découvrir les acides sulfurique et muriatique.

Si la solution d'ammoniaque contient de l'acide carbonique, on peut l'y trouver en y versant du muriate de chaux, qui n'y fait point de précipité si l'ammoniaque est pure.

La pesanteur spécifique de la dissolution d'ammoniaque dans l'eau doit être à la température de 15° centigrades, de 905 ou environ de 1000.

* On pourroit encore estimer la force de cette dissolution en cherchant combien il faut d'un acide quelconque pour en saturer une quantité donnée.

16. *Du Sulfate d'Ammoniaque.*

* Le sulfate d'ammoniaque qui est maintenant fort employé en France dans les fabriques d'alun doit être entièrement volatil ; pour être pur, il ne doit point laisser de résidu lorsqu'on le met sur un morceau de fer chauffé au rouge.

On y reconnoît la présence des sels terreux et métalliques en le dissolvant dans l'eau distillée, en versant dans la dissolution quelques gouttes de dissolution de carbonate de soude et en examinant le précipité qui se forme.

Si la dissolution contient des muriates alcalins, on les découvre en y versant quelques gouttes de sulfate d'argent, avec excès d'acide ; le muriate d'argent qui se précipite indique la nature de la fraude.

17. *Du Sulfate de soude.*

Ce sel ne doit contenir ni excès d'acide ni excès d'alcali. On reconnoît s'il est neutre en l'essayant au moyen des papiers réactifs (*Voyez* page 357). Il ne doit s'y trouver ni sels terreux ni sels métalliques. Le carbonate de potasse peut servir à reconnoître la présence des premiers, et on découvre les seconds en employant le prussiate de potasse. Pour trouver le muriate de soude que le sulfate de soude peut contenir, il faut d'abord décomposer tout le sulfate, en y versant du nitrate de barite en excès, et verser ensuite dans la liqueur filtrée quelques gouttes de nitrate d'argent. On pourroit arriver au même résultat encore plus simplement, en versant, dans la dissolution de sulfate de soude étendu d'eau, quelques gouttes de sulfate d'argent avec excès d'acide.

Le sulfate de potasse se reconnoît à son peu de solubilité.

* Les fabriques de soude qui emploient une si grande quantité de sulfate de soude, ont un grand intérêt à s'assurer de son degré de pureté : voici le mode d'essai qu'on y peut employer, après s'être servi des moyens indiqués au commencement de cet article. On prend 1000 grammes du sulfate que l'on veut essayer, et on les fait dissoudre dans le moins d'eau possible, on filtre, on lave bien le filtre et on fait évaporer les eaux de lavage, que l'on réunit ensuite à la dissolution. On met le tout dans un endroit frais, et on sépare le lendemain les cristaux de sulfate de soude qui se sont formés, on fait égoutter ces cristaux; on les laisse sécher à l'air, et on les pèse; on fait évaporer de nouveau les eaux mères, et on en retire successivement tous les cristaux de sulfate de soude qu'elles peuvent donner: tous ces cristaux réunis et pesés, indiquent la quantité de sulfate de soude cristallisé que peut donner 1 kilogramme de sulfate de soude que l'on examine; on peut, d'après cela, en estimer la valeur, en sachant qu'un quintal de sulfate de soude sec et pur, doit donner environ 228 de sulfate de soude cristallisé.

18. *Du Sulfate de Potasse.*

* Lorsque ce sel est pur, il ne doit rien perdre par son exposition à une chaleur rouge; il doit être entièrement soluble dans l'eau, et ne doit point altérer les couleurs bleues végétales. Les moyens indiqués plus haut pour reconnoître la pureté du sulfate de soude, peuvent de même servir à indiquer la présence des sels terreux et métalliques, ou des autres sels alcalins dans le sulfate de potasse.

19. *Du Nitrate de Potasse.*

Ce n'est qu'avec beaucoup de peine que l'on parvient à séparer entièrement le muriate de soude du nitrate de potasse; mais cette grande pureté du nitrate de potasse n'est importante, que lorsque le sel doit être employé dans des expériences de chimie délicates.

On détermine la présence du sel marin dans le salpètre, en versant dans la solution, du nitrate d'argent, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On lave le muriate d'argent qui s'est déposé, on le fait sécher et on le pèse: 100 parties de muriate d'argent sec représentent environ 42 et demie de muriate de soude. Le nitrate ou le muriate de barite, versé dans la dissolution de nitrate de potasse, y forme un précipité, si elle contient des sulfates de soude ou de potasse.

20. *Du Muriate de Soude.*

Il est très-rare de trouver le muriate de soude exempt de sels à bases terreuses; on y rencontre surtout les muriates de chaux et de magnésie, qui existent dans les eaux de la mer et qui adhèrent aux cristaux de muriate de soude. Le carbonate de soude peut servir à précipiter les bases terreuses; et l'on séparera l'une de l'autre la chaux et la magnésie, qui ont été précipitées ensemble, en suivant la méthode indiquée page 398-425.

21. *Du Muriate d'Ammoniaque.*

Le muriate d'ammoniaque pur, mis sur un fer rouge, doit être entièrement volatil; mais comme ce sel contient quelquefois du sulfate d'ammoniaque qui jouit de

la même propriété, et que l'on ne pourroit pas ainsi en constater la présence, il faut essayer la dissolution en y versant quelques gouttes de muriate ou de nitrate de barite, qui y formeront un précipité insoluble, si le muriate d'ammoniaque contient des sulfates.

22. *De l'Acétate de Potasse.*

L'acétate de potasse pur est entièrement soluble dans quatre fois son poids d'alcool, et peut être ainsi séparé des autres sels, qui sont insolubles dans ce liquide. Le tartrate de potasse (tartre soluble) est la substance saline ordinairement employée pour falsifier l'acétate de potasse : on en découvre la présence au moyen de l'acide tartareux, qui forme un précipité abondant, lorsque la dissolution contient du tartrate de potasse. L'acétate de plomb et le muriate de barite peuvent encore être employés pour reconnoître cette fraude, ces sels formant, avec le tartrate de potasse, des précipités solubles dans l'acide acétique ou dans l'acide muriatique. Lorsque ces mêmes précipités sont insolubles dans les acides, ils sont alors formés de sulfate de plomb ou de barite, et indiquent la présence d'un sulfate dans l'acétate de potasse que l'on examine.

23. *Du Tartrate neutre de Potasse.*

Le tártrate neutre de potasse doit donner un précipité abondant, lorsqu'on ajoute de l'acide tartareux dans la solution. Le seul sel que l'on emploie pour le frelater, est le sulfate de soude, dont on peut constater l'existence au moyen du muriate de barite. Pour que le tartrate neutre de potasse soit pur, il faut que le

précipité qui se forme soit soluble dans l'acide muriatique foible. L'insolubilité du précipité indique la présence d'un sulfate.

24. *Du Tartrate acidule de Potasse.* (Crème de Tartre.)

C'est avec le sulfate de potasse que l'on frelate presque toujours ce sel. Pour découvrir la fraude, il suffit de réduire en poudre 10 grammes de tartrate acidule de potasse cristallisé, d'y ajouter 40 ou 60 grammes d'eau distillée, et d'agiter souvent le mélange pendant une heure ou deux; le sulfate de potasse, étant plus soluble que le tartrate, sera dissous, et on en reconnoîtra la présence, soit à la saveur amère de la dissolution, soit au précipité abondant et insoluble dans l'acide muriatique, qui s'y formera, lorsqu'on y versera quelques gouttes de muriate de barite.

* Lorsque le tartrate acidule de potasse est pur, en en brûlant 100 grammes dans une bassine de fonte, et en lessivant le charbon, la solution qui ne contient plus que du sous-carbonate de potasse, doit pouvoir saturer exactement 25 grammes d'acide sulfurique pur et concentré.

25. *Du Tartrate de Soude et de Potasse.*

C'est avec le sulfate de soude que l'on falsifie ordinairement ce sel dans le commerce: on reconnoît la fraude, en ajoutant dans la dissolution quelques gouttes d'acétate de plomb ou de muriate de barite. Si le tartrate de soude et de potasse contient du sulfate de soude, l'acétate de plomb y forme un précipité insoluble dans l'acide acéteux, et le muriate de barite, un précipité non soluble dans l'acide muriatique.

26. *Du Sulfate de Magnésie.*

Ce sel se trouve souvent frelaté au moyen du sulfate de soude, auquel on donne l'apparence du sulfate de magnésie, en agitant fortement la dissolution au moment où elle cristallise. On vend même pour du sulfate de magnésie du sulfate de soude, dont la cristallisation a été ainsi gênée; mais, dans ce cas, on reconnoît bien aisément la fraude; car le carbonate de potasse ajouté dans la dissolution, n'y forme point de précipité. Si le sulfate de soude n'est mélangé qu'en plus ou moins grande proportion au sulfate de magnésie, il est alors plus difficile d'en reconnoître la présence. Voici néanmoins la méthode à suivre pour y parvenir : on sait que 100 parties de sulfate de magnésie pur donnent environ de 30 à 40 parties de carbonate de magnésie sec, lorsqu'on décompose ce sel au moyen du carbonate de potasse : or, si le sel que l'on examine donne beaucoup moins de carbonate de magnésie, on peut, sans crainte, le regarder comme frelaté. On peut encore y découvrir la présence du sulfate de soude, en précipitant toute la magnésie au moyen de l'ammoniaque pure; en faisant chauffer le mélange, on décantera la liqueur, on la filtrera, et après l'avoir fait évaporer à siccité, on exposera le sel à un degré de chaleur suffisant pour volatiliser le sulfate d'ammoniaque : il ne restera que le sulfate de soude qui se trouvoit mélangé au sulfate de magnésie.

Lorsque les muriates de chaux et de magnésie sont mélangés au sulfate de magnésie, on en reconnoît bientôt la présence à l'humidité que le sel prend lors-

qu'il est exposé à l'air. On peut encore s'assurer de l'existence de ces sels étrangers, en en séparant d'abord l'acide sulfurique au moyen du nitrate de barite, et en versant, dans la dissolution, du nitrate d'argent, pour y découvrir l'acide muriatique. L'acide oxalique sert ensuite à précipiter la chaux et à en reconnoître la présence.

27. *Du Sur-Sulfate d'Alumine et de Potasse.* (Alun.)

Lorsque ce sel est pur, il ne doit contenir ni cuivre ni fer. On reconnoît la présence du fer au moyen du prussiate de potasse, et celle du cuivre, en ajoutant dans la dissolution d'alun un excès d'ammoniaque pure.

28. *Du Borate de Soude.* (Borax.)

Lorsque le borax est frelaté, ce n'est ordinairement qu'avec de l'alun ou avec du muriate de soude fondu. Pour y reconnoître la présence de ces sels étrangers, il faut dissoudre une portion de borax dans l'eau, et saturer l'excès d'alcali de ce sel au moyen de l'acide nitrique. On reconnoît ensuite le sulfate de soude, en versant dans la solution du nitrate de barite; et le muriate de soude, en y ajoutant quelques gouttes de nitrate d'argent.

29. *Du Sulfate de Fer.* (Vitriol vert.)

On ne trouve ordinairement que du sulfate de cuivre mélangé au sulfate de fer. La présence de ce sel étranger se démontre, en versant, dans la dissolution, de l'ammoniaque pure en excès. Si elle contient du cuivre, la liqueur qui surnage le précipité prend une belle

teinte bleue. Quand le sulfate de fer est mélangé de sulfate de cuivre, on peut en séparer le cuivre et purifier ainsi le sel, en plongeant, dans la dissolution, des lames de fer décapées.

* Le sulfate de fer contient quelquefois du sulfate d'alumine : pour constater la présence de ce dernier sel, il suffit de calciner fortement le mélange sous la mouffle, et d'essayer la lessive du résidu au moyen du carbonate de soude qui en précipite l'alumine ; on peut encore verser dans la dissolution du sulfate de fer, de la potasse caustique en excès, filtrer la liqueur, la saturer au moyen de l'acide sulfurique foible, et décomposer la dissolution avec du carbonate de soude qui précipitera l'alumine qui s'y trouve.

30. *Du Verre d'Antimoine.*

Il a été vendu à Londres, depuis peu, une grande quantité de verre de plomb pour du verre d'antimoine. M. Luke Howord (1) a, dernièrement, assez bien décrit les caractères distinctifs de ces deux substances, pour que l'on puisse facilement reconnoître cette fraude toutes les fois que des marchands auront l'inhumanité de la pratiquer.

Voici la note qu'il a publiée à ce sujet :

Le verre d'antimoine a une belle couleur rouge brun; il a la transparence des verres colorés. Le verre de plomb est d'une teinte plus foncée ; il est beaucoup moins transparent, et même quelquefois presque opaque.

La pesanteur spécifique du verre d'antimoine n'excède jamais 4,95 ; celle du verre de plomb est de 6,95.

---

(1) *Philosophical magazine*, XXXV, pag. 236.

Les pesanteurs spécifiques de ces deux substances sont donc entre elles à peu près comme 5 est à 7.

Si l'on réduit 20 grains de verre d'antimoine en poudre fine, dans un mortier de verre, et qu'on y ajoute une demi-once de bon acide muriatique, le verre se dissout, en laissant dégager du gaz hydrogène sulfuré. La dissolution, quoique complète, reste trouble.

Le verre de plomb, traité de la même manière, colore l'acide en jaune. La dissolution donne de l'acide muriatique oxigéné, et laisse un résidu considérable.

Si l'on ajoute séparément de l'eau à chaque dissolution, celle de verre d'antimoine donne un précipité abondant d'oxide d'antimoine; tandis que la dissolution de verre de plomb reste claire. Si l'on étend les mêmes dissolutions avec de l'eau chargée d'un peu de sulfure d'ammoniaque, celle d'antimoine donne un précipité d'une jolie couleur orangée; et la dissolution de verre de plomb fournit un précipité d'un brun noir ou de couleur olive.

La dissolution de verre de plomb dans le vinaigre a une saveur douce, et présente toutes les autres propriétés de l'acétate de plomb.

Lorsque ces deux substances se trouvent mélangées ensemble, on reconnoît la présence du verre de plomb à la teinte désagréable qu'il donne au précipité orangé que forme le sulfure d'ammoniaque, dans la dissolution du mélange, par un acide quelconque.

Les échantillons de verre de plomb examinés jusqu'ici se sont trouvés moins bien fondus et moins unis que ne l'est le verre d'antimoine; mais il ne faut pas s'en rapporter aux apparences; et pour fixer son choix,

il faut consulter la pesanteur spécifique ; et examiner les autres propriétés chimiques de l'échantillon que l'on veut acheter.

31. *Du Tartrite de Potasse antimonié.* (Emétique.)

L'acétate de plomb versé dans la dissolution de tartrite de potasse antimonié, doit y produire un précipité entièrement soluble dans l'acide nitrique étendu. Le sulfure d'ammoniaque est séparé du sulfure d'antimoine, qui a la couleur de l'or.

32. *Du Muriate très-oxidé de Mercure.* (Sublimé-Corrosif.)

Si le muriate oxigéné de mercure contient de l'arsenic, on peut y reconnoître la présence de ce métal au moyen de la méthode que voici :

On fait dissoudre une petite quantité de sublimé-corrosif dans de l'eau distillée ; on y ajoute du carbonate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de précipité, et on filtre la dissolution : on y verse quelques gouttes d'ammoniure de cuivre (1). S'il se forme un précipité d'un vert jaunâtre, on peut être assuré que le muriate oxigéné de mercure que l'on examine, contient de l'arsenic.

33. *Du sous-Muriate de Mercure.* (Mercure doux.)

Ce sel doit être complètement saturé de mercure. Pour s'en assurer, il faut faire bouillir pendant quelques minutes une partie de sous-muriate de mercure

(1) L'ammoniure de cuivre se prépare en faisant digérer du vert-de-gris dans de l'ammoniaque pure.

avec $\frac{1}{12}$ de muriate d'ammoniaque, dans dix parties d'eau distillée : on filtre la dissolution, et on y verse du carbonate de potasse. Si le sous-muriate de mercure est pur, il ne se forme point de précipité. Lorsqu'on ajoute à ce sel de l'ammoniaque pure, et que l'on broie le tout dans un mortier de terre, le mélange doit se colorer en noir foncé, sans présenter de nuances orangées.

34. *Du Mercure.*

Il est peu de substances aussi exposées à être frelatées que l'est le mercure : c'est une suite naturelle de la propriété qu'il a de dissoudre complètement quelques-uns des métaux les moins chers, et de former avec eux des combinaisons si permanentes, qu'à la distillation, le mercure, en se volatilisant et en passant dans le récipient, les entraîne avec lui. Le mercure frelaté a ordinairement une couleur terne. Exposé long-temps à l'air, il perd son brillant métallique, et se recouvre même d'une couche d'oxide : il adhère à la surface du verre, et donne promptement de l'oxide noir, lorsqu'on l'agite dans une bouteille en partie remplie d'eau.

Le plomb et l'étain sont les métaux dont on se sert le plus souvent pour frelater le mercure, et il en peut prendre beaucoup, surtout si l'on y a fait dissoudre avant du zinc ou du bismuth.

On découvre la présence du plomb, en agitant le mercure frelaté avec un peu d'eau, pour le convertir en oxide. On décante l'eau, et on fait digérer le mercure avec un peu d'acide acéteux. Cet acide dissout l'oxide de plomb, que l'on reconnoîtra au précipité

noirâtre que l'eau chargée d'hydrogène sulfuré formera dans la liqueur. On peut encore ajouter à la dissolution un peu de sulfate de soude, qui y formera un précipité de sulfate de plomb. Ce précipité, étant sec, représente 0,72 de plomb métallique. Lorsque le mercure ne contient qu'une très-petite quantité de plomb, on peut reconnoître la présence de ce métal, en faisant dissoudre le mercure dans l'acide nitrique, et en ajoutant de l'eau chargée de gaz hydrogène sulfuré dans la dissolution ; il s'y formera un précipité d'un brun noirâtre, qui, au bout de quelques jours, se trouvera rassemblé au fond du vase. On peut ainsi découvrir une partie de plomb dans 15263 parties de mercure (1). Lorsque le mercure contient du bismuth, on reconnoît la présence de ce métal en faisant dissoudre à froid le mercure dans l'acide nitrique, et en ajoutant de l'eau distillée à la dissolution : lorsqu'elle contient du bismuth, il s'y forme un précipité blanc. On reconnoît la présence de l'étain au précipité pourpre qui se forme, lorsqu'on ajoute à la dissolution faite à froid, une légère dissolution de nitro-muriate d'or. Si le mercure contient du zinc, on le reconnoîtra en exposant le tout à une forte chaleur.

35. *De l'Oxide rouge de Mercure.*

L'oxide rouge de merçure se trouve rarement frelaté, par rapport à la difficulté qu'il y a à trouver une substance qui puisse servir à cet usage. Lorsque cet oxide

(1) Voyez le mémoire de M. Accum, sur les procédés à suivre pour reconnoître les substances frelatées (*Journal de Nicholson*, tom. IV.)

est pur et bien préparé, il doit être entièrement volatilisé en l'exposant à une chaleur suffisante.

36. *De l'Oxide rouge de Mercure, préparé par l'acide nitrique.* (Précipité rouge.)

On ajoute souvent du minium (oxide rouge de plomb) à cette substance. On peut reconnoître cette fraude en faisant digérer le précipité rouge dans de l'acide acétique, et en ajoutant à la dissolution, ou de l'eau chargée de gaz hydrogène sulfuré, ou de l'hydrosulfure d'ammoniaque, qui forment tous deux un précipité noir, lorsque la dissolution contient du plomb. L'oxide rouge de mercure, préparé au moyen de l'acide nitrique, doit aussi être entièrement volatilisé par l'application de la chaleur.

37. *De l'oxide blanc de mercure.*

C'est surtout avec le blanc de plomb et quelquefois avec la craie que l'on falsifie cet oxide. On découvre la présence du plomb en suivant le procédé indiqué plus haut, et on y reconnoît la craie en faisant dissoudre l'oxide dans l'acide nitrique et en versant de l'acide oxalique dans la dissolution étendue d'eau.

38. *De l'oxide rouge de mercure sulfuré*, (*Cinabre factice*).

Cette substance est souvent frelatée au moyen de l'oxide rouge de plomb. Le procédé indiqué plus haut servira à reconnoître ce genre de fraude; on y trouve aussi quelquefois de la craie et du sang-dragon. Lorsque l'oxide rouge de mercure contient de la craie, il fait

effervescence avec l'acide acétique; et l'acide oxalique, versé dans la dissolution, y forme un précipité. Le sang-dragon se retrouve en chassant au moyen de la chaleur, le mercure sulfuré; on en reconnoît encore la présence à la couleur rouge que prend l'alcool dans lequel on fait digérer l'oxide frelaté.

39. *De l'Oxide noir de Mercure sulfuré.*

Le soufre doit être combiné dans cet oxide sulfuré, d'une manière si intime au mercure, que l'on ne puisse pas au moyen du microscope, y apercevoir de globules métalliques; on doit encore pouvoir en frotter une lame d'or, sans qu'elle se trouve blanchie par le mercure.

Lorsque l'oxide noir de mercure sulfuré, contient du noir d'ivoire, on reconnoît la présence de ce corps étranger en examinant le résidu que laisse alors l'oxide exposé à une chaleur suffisante. On peut encore séparer le soufre en faisant bouillir le mélange avec de l'alcali, et exposer ensuite le résidu à l'action de la chaleur. Le mercure se volatilise en entier si l'oxide est pur; dans le cas contraire, on cherche la nature du résidu que l'on obtient.

40. *De l'Oxide jaune ou du sous-sulfate de mercure* (Turbith minéral).

Ce composé doit pouvoir se volatiliser en entier, et lorsqu'on le fait digérer avec de l'eau distillée, l'eau ne doit point dissoudre d'acide sulfurique. Dans le cas contraire, on en reconnoîtroit la présence en versant du muriate de barite dans la liqueur.

41. *Du Nitrate d'Argent fondu.*

Lorsque le nitrate d'argent fondu n'est point pur, il est probable qu'il contient du nitrate de cuivre, qui vient de ce que l'on a employé de l'argent allié pour préparer la dissolution nitrique. Lorsque le nitrate de cuivre ne s'y trouve qu'en petite quantité, on peut l'y laisser sans inconvénient. Pour en reconnoître la présence, il faut faire dissoudre le sel dans l'eau, et verser de l'ammoniaque en excès dans la dissolution ; si elle contient du cuivre, elle se colorera en bleu foncé.

Lorsque l'on mêle ensemble la dissolution de nitrate d'argent fondu, et celle du sel commun, il doit se former un précipité blanc, abondant et caillebоté.

42. *De l'Oxide blanc de Zinc.*

L'oxide de zinc peut être frelaté au moyen de la craie. On reconnoît cette fraude à l'effervescence qu'y produit l'acide acéteux, et au précipité blanc que l'acide oxalique forme alors dans la dissolution. Si la dissolution acéteuse contient du plomb, on démontre la présence de ce métal, en y versant de l'eau chargée de gaz hydrogène sulfuré, ou de l'hydro-sulfure d'ammoniaque. On a souvent attribué à l'arsenic, que l'oxide de zinc contient quelquefois, l'action qu'il a, comme médicament. Pour reconnoître ce mélange, il suffit d'ajouter à la dissolution acéteuse, de l'eau chargée de gaz hydrogène sulfuré. Le précipité qui se forme alors est de couleur jaune ; lorsqu'on l'expose sur un charbon rouge, on sent d'abord l'odeur du soufre qui se volatilise en premier, mais on reconnoît ensuite celle de l'arsenic.

43. *De l'Oxide blanc de Plomb* (Céruse).

On ajoute souvent de la craie au blanc de plomb. On reconnoît cette fraude en traitant le blanc de plomb par l'acide acéteux bouillant, et en versant de l'acide oxalique dans la dissolution. On y démontre la présence du carbonate de barite en ajoutant du sulfate de soude dans la même dissolution étendue de beaucoup d'eau distillée; et l'insolubilité de la Céruse dans l'acide acéteux bouillant, y dénote l'existence du sulfate de barite, ou du sulfate de plomb.

44. *Du super-acétate de Plomb.*

L'acétate de plomb peut être frelaté, soit avec l'acétate de barite, ou avec l'acétate de chaux. On reconnoît l'acétate de chaux, en versant de l'acide oxalique dans la dissolution d'acétate de plomb étendue d'eau; pour reconnoître la présence de l'acétate de barite, il faut ajouter beaucoup d'eau à la dissolution, et y verser de l'acide sulfurique ou du sulfate de soude. L'acétate de plomb doit se dissoudre en entier dans l'eau, et il peut être regardé comme impur s'il laisse un résidu insoluble.

45. *De l'Oxide vert, ou du sous-acétate de Cuivre,* (Vert-de-gris).

Cette substance telle qu'on la trouve dans le commerce est toujours impure, elle contient du cuivre métallique, des raffles de raisin, et d'autres corps étrangers; pour déterminer dans quel rapport s'y trouvent les substances insolubles, il faut faire bouillir une partie

du sous-acétate de cuivre que l'on veut essayer, avec 12 ou 14 parties de vinaigre distillé. On sépare la partie insoluble, et on en détermine le poids. Lorsque ce sel contient du sulfate de cuivre, pour en reconnoître la présence, il suffit de traiter le vert-de-gris par l'eau bouillante, et de faire évaporer la dissolution; l'acétate de cuivre cristallise le premier, et l'eau mère évaporée convenablement, donne ensuite des cristaux de sulfate de cuivre. On peut encore se contenter de reconnoître la présence de l'acide sulfurique dans la dissolution aqueuse, en y versant quelques gouttes de muriate de barite, qui forme un précipité blanc et considérable avec l'acide sulfurique.

Le tartrate de cuivre se trouve quelquefois mélangé au sous-acétate de cuivre. On reconnoît cette fraude en faisant dissoudre un peu de ce dernier sel dans l'acide acéteux, et en ajoutant, dans la dissolution, de l'acétate ou du muriate de barite, qui produit avec l'acide tartareux, un précipité soluble dans l'acide muriatique.

46. *De l'Acétate de Cuivre cristallisé.*

On prépare ce sel en faisant dissoudre le vert-de-gris dans du vinaigre distillé, et en faisant cristalliser la dissolution. Les cristaux que l'on obtient, pour être purs, doivent se dissoudre complètement dans six fois leur poids d'eau bouillante, et la dissolution ne doit pas donner de précipité, lorsqu'on y ajoute du muriate ou de l'acétate de barite. Le sulfate de cuivre qui se trouve fréquemment mêlé à l'acétate de cuivre cristallisé, se reconnoît au moyen des procédés indiqués dans le dernier article.

47. *Du sous-carbonate de Magnésie.*

On trouve souvent de la chaux mêlée au sous-carbonate de magnésie. Cette fraude se reconnoît facilement en traitant cette substance par l'acide sulfurique, qui forme un sel insoluble avec la chaux, tandis que le sulfate de magnésie est très-facilement soluble.

Pour que le sous-carbonate de magnésie soit pur, il faut qu'il se dissolve en entier dans l'acide sulfurique, et que la dissolution faite dans l'acide étendu de 8 ou 10 parties d'eau reste transparente. On peut encore reconnoître la fraude de la manière suivante. Faites dissoudre une portion de la magnésie que l'on croit frelatée, dans l'acide muriatique, et ajoutez du carbonate d'ammoniaque dans la dissolution; si elle contient de la chaux, il se formera un précipité insoluble, tandis que la magnésie restera en dissolution.

48. *De la Magnésie pure* (magnésie calcinée).

On peut essayer la magnésie pure en suivant les mêmes procédés que ceux qui ont été indiqués dans l'article précédent. Elle ne doit point faire d'effervescence lorsqu'on y verse de l'acide sulfurique étendu; et si ce mélange se fait après avoir mis les vases qui contiennent la magnésie et l'acide dans un plateau de balance en en faisant la tare, il ne doit point y avoir diminution de poids : la magnésie pure ne doit avoir aucune saveur; et lorsqu'on la fait digérer avec l'eau distillée, la liqueur filtrée ne doit point présenter les caractères de l'eau de chaux. La magnésie calcinée est cependant rarement assez pure dans le commerce, pour

se dissoudre en entier dans l'acide sulfurique étendu; il reste presque toujours un léger résidu insoluble formé principalement par la silice que contenoit l'alcali employé pour la précipitation de la magnésie.

L'oxalate d'ammoniaque ne doit point produire de précipité dans le sulfate de magnésie étendu de beaucoup d'eau.

49. *De l'Alcool* (esprit-de-vin) *et des Ethers.*

Pour reconnoître la pureté de l'alcool et des éthers, il n'y a point de meilleurs moyens que d'en déterminer la pesanteur spécifique. Celle de l'alcool le plus rectifié est de 800 à 1000; la pesanteur spécifique de l'esprit-de-vin ordinaire est de 837; celle de l'éther sulfurique est de 739, et celle de l'éther nitrique de 908. Les différentes espèces d'éther ne doivent pas rougir la couleur bleue du litmus, et l'éther sulfurique ne doit point donner de précipité lorsqu'on y ajoute du muriate de barite.

50. *Des Huiles essentielles.*

Les huiles essentielles n'étant produites que par une classe de plantes assez peu nombreuse, et le prix de ces huiles étant presque toujours très-élevé dans le commerce, il existe un grand intérêt à les frelater : on y mêle des huiles essentielles les moins chères, des huiles fixes ou de l'alcool. Lorsque l'huile essentielle se trouve mêlée avec de l'huile fixe, on reconnoît la fraude en distillant le mélange à une douce chaleur; l'huile essentielle passe dans le récipient, et l'huile fixe reste seule au fond de la cornue. On peut encore arriver au même

but en versant quelques gouttes de l'huile que l'on veut essayer, sur du papier blanc, et en le faisant chauffer devant le feu. Si l'huile essentielle n'est pas frelatée avec des huiles fixes, elle ne laisse point de tache huileuse sur le papier. L'alcool peut aussi servir à reconnoître cette fraude parce qu'il ne dissout que l'huile essentielle, et que le mélange devient laiteux. L'odorat sert à distinguer le mélange des huiles essentielles moins précieuses, et l'on reconnoît la présence de l'alcool, en ajoutant de l'eau à l'huile que l'on veut essayer : on l'agite ; et si elle devient laiteuse, on peut regarder la fraude comme démontrée.

CHAPITRE III.

De l'Application des réactifs à l'examen des matières premières employées par différens Manufacturiers.

L'Application de la Chimie aux Arts est la source de si grands avantages, qu'il faudroit traiter fort au long cette matière pour ne pas rester au-dessous de son sujet. Mon but n'est ici que de décrire les moyens à employer pour reconnoître les mélanges frauduleux qui s'opèrent sur certains articles de commerce, dont la pureté est cependant essentielle à la réussite des procédés chimiques dans lesquels ces substances sont employées.

1. *De la Méthode à suivre pour reconnoître le degré de pureté des différentes espèces de potasse et de soude, et pour déterminer les titres de ces alcalis* (1).

« Les Chimistes savent bien que, pour connoître la quantité réelle d'alcali contenue dans les soudes et les potasses du commerce, il n'y a de moyen commode que celui qui consiste à les saturer par un acide d'une densité donnée. Ce genre d'essai n'auroit pas besoin d'autre explication, s'il ne regardoit que les seuls Chimistes, et l'on n'auroit rien de mieux à faire que de laisser chacun d'eux opérer à sa manière, puisqu'ils obtiendroient toujours des résultats pareils, quoique opérant selon des méthodes différentes. Mais puisque les alcalis ont la plus grande influence sur les travaux d'un grand nombre de Manufacturiers qui ont essentiellement besoin d'en connoître la force, soit pour ne les payer que le prix convenable et proportionnel à leur degré de pureté, soit pour n'en employer ni trop peu ni trop dans leurs opérations, également susceptibles d'être manquées par les deux excès, il a paru nécessaire de détailler l'essai chimique des alcalis en termes qui fussent à la portée de ces Fabricans, et de leur conseiller l'usage des instrumens et des manipulations les plus simples. Tel a, sans doute, été le motif de plusieurs Savans qui successivement ont publié des procédés d'essais en ce genre. Aucun

(1) M. Henry indique, pour faire cette analyse, l'emploi de l'alun, mais ce moyen étant très-imparfait, nous avons cru pouvoir y substituer celui que M. Descroizilles a proposé dans les *Annales de Chimie*, tom. LX, pag. 17, et auquel il a apporté depuis quelques modifications, que nous consignons ici.

(*Note du traducteur.*)

d'eux, ne nous paroît avoir aussi bien atteint le but que M. Descroizilles dans ses *Notices sur les Alcalis du Commerce*, imprimées en 1806, et insérées en majeure partie dans les *Annales de Chimie.* L'alcali-mètre qu'il a proposé est devenu, depuis ce temps, le régulateur des achats et de l'emploi des soudes et potasses dont il assigne les degrés d'une manière suffisamment précise, en indiquant combien de centièmes de leur poids ils exigent, en acide sulfurique, pour leur saturation. Quelques personnes auroient desiré que l'échelle métrique de cet instrument eût été plus longue; mais elles n'ont pas observé qu'il auroit fallu alonger le tube, qui seroit alors devenu plus fragile et peu portatif; qu'à l'alcali-mètre près, les vases exigés, pour le procédé, se trouvent par-tout, et qu'enfin l'opération n'eût plus été à la portée de de tous les consommateurs, et eût exigé beaucoup plus de temps. Nous allons extraire des diverses notices de M. Descroizilles tout ce que nous jugerons indispensable à la description de l'instrument et de l'opération.

« L'alcali-mètre dont on voit la figure *Planche X, Figure* 5, est un tube de verre de 20 à 25 centimètres de longueur et de 14 à 16 millimètres de diamètre. Il est fermé par un bout, et porté sur un piédestal. L'extrémité supérieure se termine en une espèce de petit entonnoir à bec adhérent au tube par un col de 5 millimètres d'ouverture. L'épaule qui soutient le col se trouve percée d'un petit trou, pour faciliter la rentrée et la sortie de l'air, quand on verse la liqueur que contient l'instrument, ou lorsqu'on la remplace ».

Telle étoit à peu près la première forme que M. Descroizilles avoit donnée au tube gradué; il préfère actuel-

lement de supprimer l'entonnoir et de le remplacer par un rebord renversé. Cette disposition, qui laisse à l'ouverture tout le diamètre du tube, permet d'y introduire un pèse-liqueur.

» Sur le tube alcali-métrique, est gravée une échelle divisée en 72 degrés, dont le premier commence à la partie supérieure.

» Chaque degré doit contenir exactement un demi-gramme de la liqueur alcali-métrique, qu'il importe de bien doser ainsi qu'il suit :

» Ayez de l'acide sulfurique concentré à 66° du pèse-liqueur de Baumé, qui doivent répondre à la pesanteur spécifique de 1844; mettez ensuite dans une bonne balance un vase de faïence, de porcelaine ou d'étain, et versez-y exactement un poids quelconque de cet acide, soit 100 grammes; ajoutez-y, et avec précaution, à cause de la chaleur qui se dégage, 900 grammes d'eau pure, puis remuez bien, avec une cuiller, pour opérer le mélange; mettez-le, après cela, dans une bouteille que vous boucherez bien, pour qu'il ne survienne aucune altération ni par la poussière ni par l'évaporation.

» Outre l'alcali-mètre et la liqueur d'épreuve dont il vient d'être question, on se procurera les objets suivans :

» 1°. Du sirop de violettes, ayant une couleur belle et foncée;

» 2°. Une petite balance;

» 3°. Un poids d'un décagramme;

» 4°. Un demi-décilitre;

» 5°. Un carafon en verre (*Pl. X, Fig. 6*). La raie marquée sur son col avec un trait fait à la lime, indique la hauteur où l'eau doit monter. Pour que le carafon en contienne un décilitre, il faut que cette raie

se trouve placée dans la longueur du col, afin que les erreurs de niveau soient moins importantes. A défaut de carafons, on peut prendre des fioles à médecine ;

» 6°. Des tubes de verre, de petits brins de bois ou des allumettes dont on aura enlevé les extrémités soufrées ;

» 7°. Une bouteille ou carafe d'eau, des verres ordinaires et une assiette ;

» 8°. Un mortier de métal, ainsi que son pilon, et ayant environ 16 centimètres dans son plus grand diamètre.

» Le tout étant ainsi disposé, on pourra aisément procéder aux essais des substances alcalines. Nous allons prendre pour premier exemple ceux de la potasse.

» Réduisez en poudre environ douze grammes de la potasse que vous voulez essayer, et de suite pesez-en exactement dix grammes. Mettez-les dans le carafon ou la fiole dont il vient d'être parlé à l'article 5°. ; puis, dans le même vase, versez de l'eau, chaude ou froide, de manière à l'emplir environ aux trois quarts de sa capacité. Agitez le tout, en remuant doucement ; et quand la dissolution est achevée, ajoutez de l'eau pour emplir le carafon, jusqu'à la raie qui est tracée sur son col. Bouchez-le ensuite avec un bouchon ou avec la paume de la main ; agitez à plusieurs reprises, en renversant le carafon, pour bien délayer le tout, et laissez reposer jusqu'à ce que la liqueur soit devenue bien claire. Si vous ne voulez pas attendre que le dépôt se soit formé, passez à travers un filtre de papier Joseph, ou même de papier gris.

» Après avoir obtenu la liqueur claire, mesurez-en un demi-décilitre, et mettez-le dans un grand verre de

table. Cela étant fait, placez, autour des rebords d'une assiette, de petites gouttes de sirop de violettes, que vous y distribuerez avec l'extrémité d'un petit brin de bois, qu'il faudra, chaque fois, plonger dans une grosse goutte de ce sirop, placée au centre de l'assiette.

» Versez la liqueur alcali-métrique dans son tube, jusqu'à la ligne marquée o; saisissez ensuite l'alcali-mètre avec la main gauche en l'inclinant sur le verre qui contient le demi-décilitre de dissolution alcaline. La liqueur acide y tombera par gouttes précipitées dont il faudra modérer la chute avec précaution vers la fin de la saturation. En même temps, avec un petit bâton ou allumette, aidez le mélange, et facilitez le dégagement de l'acide carbonique qui se manifeste par l'effervescence. Lorsque la liqueur sera abaissée dans le tube jusqu'environ à la ligne marquée 40, essayez si la saturation approche, en retirant le petit bâton, et le posant sur une des gouttes de sirop de violettes, qui doit devenir verte, si la potasse n'est pas de qualité très-inférieure. Si déjà, au contraire, la couleur violette n'étoit plus altérée, ou, ce qui seroit pis, si elle étoit virée en rouge, ce seroit, dans le premier cas, un indice de saturation; et, dans le second, une preuve de supersaturation. Mais il n'en arrive pas ainsi pour les bonnes potasses. A cette ligne, la liqueur essayée ne peut altérer le sirop de violettes qu'en vert, ou faire revenir au bleu, ou même au vert, les gouttes virées au rouge, lors d'un essai précédent. Il faut donc ordinairement ajouter une nouvelle dose d'acide, qui produit encore de l'effervescence. Il faut aussi ne faire cette addition qu'avec prudence, et toucher, chaque fois, une goutte de sirop, pour s'arrêter lorsqu'enfin la dernière prend une teinte légèrement rouge. Alors, après

avoir relevé l'alcali-mètre pour voir à quelle ligne s'arrête la liqueur d'épreuve, vous compterez un échelon de moins pour compenser l'excès de saturation. Le terme moyen des potasses est 55 degrés; cela veut dire qu'elles exigent pour leur saturation les 55 centièmes de leur poids en acide sulfurique concentré.

» L'essai des soudes, cendres de Sicile, roquettes, cassoudes, védasses, etc., ne diffère de celui des potasses, qu'en ce qu'il faut avoir soin, avant de peser le décagramme d'essai, d'en réduire environ douze grammes en pondre impalpable: d'ailleurs, l'eau qu'on verse dans le carafon, sur les dix grammes de soude subtilement pulvérisés, doit être bouillante. On doit agiter aussi le mélange pendant environ une demi-heure. L'essai se termine ensuite ainsi qu'il a été dit pour les essais de potasse. Comme on peut toujours obtenir plus des trois quarts d'un décilitre de dissolution claire, il suit qu'après avoir fait un essai sur un décilitre, on peut le vérifier en le répétant sur un quart de dissolution. Il ne s'agit ensuite que de doubler le résultat obtenu, pour le rendre comparable au premier essai.

» Depuis l'impression des diverses notices de M. Descroizilles sur les essais des alcalis en général et sur celui des soudes en particulier, une grande et importante fabrication de soude s'est établie de toutes parts en France. Elle a été l'objet d'un grand nombre d'essais alcali-métriques, dont quelques-uns ont donné lieu à des disputes entre les vendeurs et les acheteurs, qui souvent ont réclamé l'arbitrage de M. Descroizilles. Le procédé que nous venons de décrire est définitivement celui dont il conseille de ne pas s'écarter. Nous allons encore indiquer, d'après lui, les précautions suivantes qu'exigent particulièrement les essais de soude.

» Il faut d'abord laver un échantillon de chaque baril, caisse ou balle; mais il doit être composé d'une juste proportion de croûte et de soude, prise dans l'intérieur des morceaux. Il faut ensuite concasser le tout dans un grand mortier, tellement que les fragmens les plus gros ne le soient pas plus qu'un grain de blé. On doit, après cela, en emplir une courtine ou petite bouteille de verre commun et à gros goulot, bien sèche, pouvant contenir environ un demi-décilitre d'eau, munie d'un bon bouchon, bien adhérent, et cependant bien saillant, pour pouvoir être enlevé sans tire-bouchon, et replacé autant de fois qu'on le desirera. Le numéro doit être écrit sur la tranche supérieure de ce bouchon. Faute de précautions convenables, les échantillons de soude laissés à l'air absorbent de l'humidité, de telle manière que leur poids peut quelquefois être augmenté de 40 p. 100, avant qu'ils cessent de paroître secs.

» Indépendamment des erreurs dues à l'humidité et à la pulvérisation imparfaite, il en existe d'autres causes, telles que la défectuosité des balances, et surtout celle de quelques alcali-mètres, parce qu'ils ont été gradués par des artistes qui, pour cette opération, ne se sont pas conformés à la description que M. Descroizilles en a donnée (1).

» Les petites précautions suivantes ont aussi leur utilité dans les essais alcali-métriques.

» Lorsqu'on met du sirop de violettes dans une petite bouteille, si elle n'est pas bien sèche, ou au moins bien secouée, le sirop fermente et se décolore promptement.

(1) M. Descroizilles ne peut répondre que de ceux de ces instrumens qui portent sa signature et son paraphe, et qui se trouvent chez M. Chevallier, ingénieur-opticien, vis-à-vis le marché aux fleurs, à Paris. (*G. C.*)

» La mesure d'un demi-décilitre en étain, la bouteille où l'on conserve la liqueur d'épreuve, l'alcali-mètre, étant d'abord bien essuyées à leurs orifices, si on les graisse ensuite sur la partie horizontale, et un peu aussi à l'extérieur, il en résulte que le niveau du plein des mesures est très-précis, et que toutes les liqueurs se transvasent au petit filet, très-nettement et avec beaucoup moins de risque de perdre une portion des liqueurs et d'en recevoir sur les mains et sur les habits : ce qui d'ailleurs, dans presque tous les cas, rendroit l'essai absolument nul.

» Chaque fois qu'on a fait sortir de l'alcali-mètre la quantité d'acide qu'on juge convenable pour le moment, il faut, avec le petit bâton qui sert à la mélanger avec la liqueur alcaline, toucher la goutte ou portion de goutte d'acide qui peut adhérer au bord de l'instrument, et plonger de suite ce petit bâton dans la liqueur soumise à la saturation.

» Le tableau suivant est le fruit d'un grand nombre d'essais alcali-métriques faits par M. Descroizilles ».

	Centièmes ou degrés.	
Perlasse d'Amérique, première sorte......	60 à	63
Potasse caustique, en masses rougeâtres, d'Amérique, première sorte...........	60	63
Perlasse d'Amérique, deuxième sorte......	50	55
Potasse caustique, en masses grisâtres, d'Amérique, deuxième sorte..........	50	55
Potasse blanche de Russie...............	52	58
Potasse blanche de Dantzick.............	45	52
Potasse bleue de Dantzick...............	45	52
Soude d'Alicante.......................	20	33
Cristaux de soude du commerce..........	36	
Natrum................................	20	33
Soude et natrum de qualités inférieures....	10	15

2. *Moyen de reconnoître la pureté de l'oxide de manganèse.*

Nous avons indiqué dans le chapitre précédent quels étoient les moyens à employer pour reconnoître l'altération que l'on fait souvent éprouver aux préparations chimiques employées dans les arts, comme la céruse, ou blanc de plomb, le minium, le vert-de-gris, etc.; mais nous avons omis de parler des moyens à employer pour reconnoître la pureté de l'oxide de manganèse, qui varie beaucoup en qualité, et qui se trouve souvent frelaté dans le commerce. Comme la fraude exercée sur cet article compromet l'intérêt des blanchisseurs, et s'oppose à la bonne fabrication de l'acide muriatique oxigéné, nous allons entrer à ce sujet dans quelques détails.

La présence du carbonate de chaux est sur-tout à craindre dans l'oxide de manganèse; il n'y est pas toujours ajouté par mauvaise foi, mais il s'y trouve souvent naturellement mélangé dans le sein de la terre.

Lorsqu'on emploie du manganèse contenant du carbonate de chaux, et qu'après l'avoir ajouté au sel marin, on verse de l'acide sulfurique sur le mélange, il se produit une grande effervescence; la matière se gonfle considérablement, et une grande partie passe dans le récipient, se mêle avec l'acide, et le rend impropre à l'usage auquel il étoit destiné.

Cet accident arrive souvent; on ne peut l'éviter qu'en versant l'acide sulfurique peu à peu dans le ballon, ce qui ralentit le travail et s'oppose à la fabrication de la grande quantité d'acide muriatique oxigéné qu'exigent les travaux d'une blanchisserie considérable.

On peut réconnoître la présence du carbonate de chaux dans le manganèse au moyen du procédé que voici.

On verse sur le manganèse de l'acide nitrique étendu de 8 ou 10 parties d'eau.

Si le manganèse est de bonne qualité, il ne se fait point d'effervescence, et l'acide nitrique reste pur. Si au contraire le manganèse contient du carbonate de chaux, il se forme du nitrate de chaux; on filtre et on ajoute à la dissolution assez de carbonate de potasse pour précipiter la chaux; on lave le précipité, et on le fait sécher : son poids indique combien le manganèse essayé contient de carbonate de chaux.

Le manganèse peut encore se trouver frelaté par l'addition de quelques-unes des mines de fer. Cette fraude, qui se pratique quelquefois, est plus difficile à reconnoître. Si le fer se trouve cependant dans un tel état d'oxidation, qu'il puisse être dissous par l'acide muriatique, on pourra se servir du procédé suivant pour reconnoître sa présence.

On fera dissoudre une portion du manganèse dans l'acide muriatique concentré et bouillant, et on ajoutera du carbonate de potasse cristallisé dans la dissolution étendue d'une grande quantité d'eau distillée : l'oxide de manganèse restera en dissolution au moyen de l'excès d'acide carbonique; tandis que le fer (s'il s'en trouve dans le manganèse que l'on essaie) sera précipité à l'état d'oxide.

Il paroît, d'après l'observation de Klaproth (*Essai*, vol. I, page 572), que l'on peut séparer l'oxide de fer de l'oxide de manganèse, en traitant le mélange de

ces deux oxides avec de l'acide nitreux, et en y ajoutant du sucre : l'oxide de manganèse se trouve seul dissous.

CHAPITRE IV.

Application des réactifs à quelques objets d'Agriculture.

Les avantages que l'on peut attendre de l'union des connoissances chimiques avec l'observation des faits en Agriculture, est peut-être incalculable. Jusqu'à présent cependant l'état des connoissances des agriculteurs ne peut les mettre à même de tirer beaucoup d'avantages des expériences chimiques, et les Chimistes eux-mêmes ne trouvent presque jamais l'occasion d'exercer leurs connoissances sur ce sujet. Il me semble utile cependant d'offrir ici quelques vues générales sur l'analyse des marnes, des pierres à chaux, etc.

SECTION PREMIÈRE.

Chaux.

Il est impossible de donner ici des règles générales sur les propriétés de la chaux, comme objet d'agriculture, parce qu'elles doivent dépendre de la nature des sols, de l'exposition et de quelques autres circonstances : et d'après cela, une espèce de chaux peut être très-bonne pour une terre, et non pour une

autre. Tout ce que peut faire la chimie est de montrer la pureté de la chaux, et de déterminer, d'après cela, à quelle espèce de sol elle est la plus propre. Ainsi, une chaux qui contient beaucoup de terre argilleuse est plus propre qu'une chaux pure pour un terrain sec et graveleux, et les terres argilleuses sèches exigent une chaux autant débarrassée que possible d'argile.

Pour déterminer la pureté de la chaux, dissolvez-en un poids donné dans l'acide muriatique, mis en petit excès, afin que tout soit dissous; étendez avec de l'eau distillée, laissez déposer la partie insoluble, et décantez la liqueur claire; lavez le résidu avec de l'eau, et jetez sur un filtre pesé préalablement; séchez le filtre, et assurez-vous de son augmentation de poids qui vous indiquera quelle quantité de matière insoluble contenoit la chaux que vous examinez. Il est aisé de juger, par les propriétés physiques de la partie insoluble, si elle contient beaucoup de matière argilleuse.

Cependant on a trouvé depuis peu dans plusieurs pierres à chaux une terre qui est très-nuisible à la végétation des plantes, et que l'on ne peut découvrir dans le procédé que nous venons de décrire, puisqu'elle se dissout avec la chaux dans l'acide muriatique. Cette terre est de la magnésie, que l'on a prouvé, par des expériences directes, être très-nuisible aux plantes. M. Tennant, à qui nous devons ce fait, dit que dans le voisinage de Doncaster, on emploie deux espèces de chaux différentes, dont l'une, en petite quantité et très-clairsemée; car une grande proportion, au lieu d'augmenter la fertilité du terrain, la diminue; et quand on en taille un tas dans un lieu, toute la fertilité cesse pendant

plusieurs années : 50 ou 60 *Bushels* (1) par *acre* (2) sont tout ce qu'on peut employer. L'autre espèce de chaux que l'on retire d'un village près de Ferrybridge, quoique beaucoup plus chère à cause de la distance de la carrière, est beaucoup plus fréquemment employée par rapport à sa qualité supérieure. On n'a jamais trouvé qu'une grande quantité fût nuisible, et les parties que l'on couvre avec cette chaux, au lieu d'être rendues stériles, deviennent au contraire beaucoup plus fertiles. En examinant la composition de ces deux espèces de chaux, on a trouvé que celle qui fertilise la terre est formée entièrement de chaux, et que celle qui est nuisible contient trois parties de chaux et deux de magnésie.

On a trouvé depuis que la magnésie est beaucoup plus commune dans la chaux. La pierre de chaux magnésienne paroît s'étendre de 15 ou 20 lieues au sud-ouest de Workson dans Nottinghamshire, et près de Ferrybridge dans le Yorkshire : on en a trouvé aussi à Bradon et à Matlock dans le Derbyshire.

D'après M. Tennant, on distingue facilement la pierre à chaux magnésienne de celle qui est purement calcaire, par la lenteur de sa solution dans les acides, qui est si grande, que les espèces les moins compactes se dissolvent beaucoup plus lentement que le marbre. Cette pierre a ordinairement une structure cristalline ; et quelquefois, mais pas toujours, on y aperçoit de petites taches noires. Dans les cantons où se trouve cette pierre à chaux, les agriculteurs la distinguent sous le

(1) Le bushel vaut 1 pied cube, et 71 $\frac{1}{4}$ pouces françois.

(2) L'acre vaut 1066 toises carrées.

nom de *Chaux brûlante*, de la chaux ordinaire qu'ils appellent *douce*.

Pour s'assurer, par les moyens chimiques, de la composition d'une pierre à chaux où l'on soupçonne de la magnésie, le procédé suivant est le plus aisé, mais non le plus exact. Prenez un matras que vous couperez à peu près au milieu du col, en mettant le feu à un fil trempé dans l'huile de térébenthine; mettez dans le fond de ce matras 6 centigrammes de pierre à chaux, et versez dessus peu à peu 16 grammes d'acide sulfurique concentré; à chaque addition d'acide, il se fait une violente effervescence. Quand elle cesse, remuez le mélange avec un tube de verre, et placez la capsule sur un bain de sable; mettez-le sur le feu, et continuez la chaleur jusqu'à ce que la masse soit sèche; enlevez cette masse, pesez-la et mettez-la dans une bouteille remplie d'eau; agitez ce mélange, et au bout d'une heure, versez le tout sur un filtre pesé; lavez sur le filtre avec de l'eau la matière insoluble, et réunissez les lavages à la liqueur filtrée; ajoutez à cette liqueur une solution de 16 grammes de sel de tartre dans l'eau : s'il y a de la magnésie, il se fera un précipité blanc abondant; mais s'il n'y a que de la chaux, la liqueur deviendra seulement légèrement laiteuse. Dans le premier cas, chauffez la liqueur dans une capsule, laissez déposer le précipité, décantez la liqueur claire que vous pouvez jeter, et lavez plusieurs fois la poudre blanche avec de l'eau chaude; jetez-la alors sur un filtre dont vous connoissez le poids; séchez et pesez de nouveau : si vous avez opéré sur de la pierre à chaux, le résultat vous indiquera combien elle contenoit de carbonate de magnésie, ou, en déduisant

60 *pour cent*, combien de magnésie pure contenoient 100 parties de la pierre que vous examiniez : si vous vous serviez de la chaux calcinée, déduisez du poids du précipité 60 *pour cent*, et le reste vous donnera le poids de la magnésie pour 100 parties de chaux.

SECTION II.

Analyse des Marnes.

Les *Marnes* agissent en agriculture au moyen du carbonate de chaux qu'elles contiennent. C'est à la présence de ce sel que les marnes doivent leur propriété de faire effervescence avec les acides, propriété qui est un de leurs caractères distinctifs. Pour vous assurer s'il se fait une effervescence, mettez de la marne dans un verre en partie rempli d'eau; l'air contenu mécaniquement dans la marne sera chassé et vous éviterez ainsi cette source d'erreurs. Quand la marne sera bien pénétrée d'eau, versez-y un peu d'acide muriatique; s'il se fait un dégagement d'acide carbonique, la nature de la marne sera suffisamment établie.

Pour déterminer la composition d'une marne, versez quelques décagrammes d'acide muriatique étendu dans un matras placé sur le plateau d'une balance, et établissez-en la tare; réduisez alors en poudre quelques décagrammes de marne sèche, et introduisez cette poudre graduellement et avec soin dans le matras, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus d'effervescence; pesez le reste de la poudre, et vous connoîtrez par là la quantité que vous avez employée. La différence des poids entre la quantité employée et celle nécessaire pour ré-

tablir l'équilibre, donne le poids du gaz qui s'est dégagé par l'effervescence. Si la perte monte à 0,13 de la quantité de marne, ou de 0,13 à 0,32, la marne essayée est argilleuse, c'est-à-dire, riche en terre argilleuse.

Les marnes argilleuses, ou celles dans lesquelles domine le principe argilleux, perdent facilement 8 ou 10 *pour cent* de leur poids par ce traitement, et les marnes sableuses perdent à peu près la même proportion.

On s'aperçoit de la présence d'une grande quantité de terre argilleuse en séchant la marne après l'avoir traitée par l'acide muriatique; elle sera alors âpre et semblable à de la brique.

Pour déterminer avec précision la quantité de matière calcaire dans une marne, filtrez la solution muriatique et la mêlez avec une solution de carbonate de potasse jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité; laissez déposer le précipité, lavez-le bien avec de l'eau, jetez-le sur un filtre pesé d'avance, et séchez-le : le poids de la masse sèche vous indiquera combien de carbonate de chaux contenoit la marne que vous examiniez.

SECTION III.

Analyse des Terrains.

Les règles que nous allons donner pour déterminer la décomposition des terrains, sont extraites du Mémoire présenté par M. Davy au Conseil d'Agriculture.

I. *Utilité des recherches relatives à l'analyse des Terrains.*

Les moyens d'analyser les terres se trouvent liés avec

la connoissance de la nature chimique des sols, et les expériences sur leur composition paroissent susceptibles de plusieurs applications utiles.

II. *Des Substances que l'on trouve dans les sols.*

Les substances que contiennent les sols sont des mélanges ou des combinaisons de quelques-unes des terres primitives, de matières végétales et animales en décomposition, de quelques sels et d'oxide de fer. Ces corps retiennent toujours de l'eau, et ils existent en différentes proportions dans les divers terrains. Le but de l'analyse est de découvrir la quantité de ces principes et la manière dont ils sont unis.

Les *Terres* que l'on trouve dans les terrains sont principalement la silice, l'alumine, ou la matière pure de l'argille, la chaux, ou la terre calcaire, et la magnésie.

La *Silice*, quand elle est parfaitement pure, existe sous la forme d'une poudre blanche, incombustible, infusible, insoluble dans l'eau, et inattaquable par les acides : c'est la substance qui constitue le cristal de roche; elle forme une grande partie des sols graveleux, sablonneux et pierreux.

L'*Alumine*, ou l'argile pure, dans son état de pureté, est blanche comme la silice, adhère fortement à la langue, est incombustible, insoluble dans l'eau, mais soluble dans les acides et les alcalis fixes. Elle abonde dans les sols argilleux et gras, et même dans les parties les plus divisées de ces sols; elle est ordinairement unie avec la silice et l'oxide de fer.

La *Chaux* n'est pas à l'état de pureté comme dans la chaux vive; elle est toujours en combinaison dans

les terrains, et sur-tout avec l'air fixe ou l'acide carbonique, et porte alors le nom de *Carbonate de chaux*, qui, sous la forme la plus compacte, constitue le marbre, et qui forme la crale quand elle est très-friable. La chaux, combinée avec l'acide sulfurique (huile de vitriol) produit du sulfate de chaux (*Gypse*), et avec l'acide phosphorique, du phosphate de chaux. Le carbonate de chaux, mêlé avec d'autres substances, forme les marnes et les terrains crayeux, et on le trouve dans les terrains sablonneux mous.

La *Magnésie*, quand elle est pure, est blanche et en poudre plus légère qu'aucune autre terre; elle est soluble dans les acides et non dans les alcalis; on la trouve rarement dans les terrains; et quand elle y existe, c'est toujours en combinaison avec l'acide carbonique, ou la silice et l'alumine.

Les *Matières animales*, en décomposition, existent à différens états, selon les substances qui les ont produites; elles contiennent beaucoup de substance charbonneuse, et se résolvent, principalement par la chaleur, en alcali volatil, en produits aériformes inflammables et en acide carbonique: on les trouve principalement dans les terres que l'on vient de fumer.

Les *Matières végétales*, en décomposition, sont aussi de différentes espèces, et contiennent généralement plus de substances charbonneuses que les matières animales; elles diffèrent de ces dernières pour les résultats de leur décomposition, et surtout en ce qu'elles ne donnent pas d'alcali volatil: elles forment une grande proportion des tourbes, abondent dans le terreau riche, et se trouvent, en petites ou en grandes quantités, dans tous les terrains.

Les *Substances salines*, que l'on trouve dans les terrains, sont en petit nombre, et en quantités si petites, que l'on peut rarement les découvrir. Ce sont principalement du muriate de soude (sel commun), du sulfate de magnésie (sel d'epsum), du muriate et sulfate de potasse, du nitrate de chaux et des alcalis carbonatés.

L'*Oxide de fer* est le même que la rouille qui se produit en exposant du fer au contact de l'air et de l'eau : on en trouve dans tous les sols, mais en beaucoup plus grande abondance dans les terrains argilleux jaunes et rouges, et dans les terres sablonneuses pareillement colorées.

III. *Instrumens pour l'analyse des Terrains.*

Les instrumens absolument nécessaires pour l'analyse des terrains, sont en petit nombre et de peu de prix. Ils consistent en une balance capable de contenir deux hectogrammes de terre, et de trébucher à soixante milligrammes, quand elle est très-chargée ; des poids de diverses natures ; un crible de fil de fer, dont les ouvertures soient assez larges pour laisser passer un grain de poivre ; une lampe d'argent et son pied ; quelques bouteilles de verre ; des creusets de Hesse ; des poëlons de porcelaine ou de terre ; un mortier et un pilon de porcelaine ; quelques filtres faits avec une moitié de feuille de papier Joseph, pour recevoir un litre de liquide, et dont les bords soient graissés ; un bon couteau, et un appareil pour recueillir et mesurer les fluides aériformes.

Les réactifs chimiques nécessaires pour séparer les

parties constituantes des terrains, sont l'acide muriatique (esprit de sel), l'acide sulfurique, l'ammoniaque dissoute dans l'eau, la solution de prussiate de potasse, l'eau de savon, la solution de carbonate neutre de potasse, et le nitrate d'ammoniaque.

IV. *Moyens de rassembler les Terrains pour les analyser.*

Quand on veut s'assurer de la nature du terrain d'un champ, on doit en lever des essais dans différentes places, à 50 ou 60 millimètres au-dessous de la surface, et examiner jusqu'à quel point leurs propriétés sont semblables. Il arrive quelquefois que, dans une plaine, tout le lit supérieur est de la même espèce; et dans ce cas, une seule analyse suffit. Mais, dans les vallées et sur les bords des rivières, il existe une grande différence, qui consiste le plus souvent en ce qu'une partie est calcaire et l'autre siliceuse; et dans ce cas, on doit soumettre aux expériences des portions séparées de ces différentes terres.

Si l'on ne peut analyser le terrain aussitôt qu'on l'a rassemblé, on doit le conserver dans des bouteilles bien pleines, et dont les bouchons entrent à frottement.

La quantité de terre convenable pour une analyse parfaite, est de 5 ou 6 grammes. On doit la rassembler dans une saison sèche, et l'exposer à l'air jusqu'à ce qu'elle devienne sèche au toucher.

On s'assure de la pesanteur spécifique des terrains, ou du rapport de leur poids avec celui de l'eau, en introduisant dans une fiole qui contient une quan-

tité connue d'eau, des volumes égaux d'eau et de terre, ce que l'on fait facilement, en mettant de l'eau jusqu'à la moitié de la bouteille, et ajoutant ensuite de la terre jusqu'à ce que le liquide monte jusqu'à l'ouverture : la différence entre le poids de la terre et celui de l'eau donnera ce résultat. Par exemple, si la bouteille contient 400 grammes d'eau, et que son poids augmente de 2 grammes quand elle est remplie à moitié d'eau et de terre, la pesanteur spécifique du terrain sera de deux, c'est-à-dire, qu'il sera du double plus pesant que l'eau.

Il est important de connoître la pesanteur spécifique du terrain, car elle indique à peu près la quantité de matière végétale ou animale qu'il contient; ces substances étant toujours plus abondantes dans les terrains légers.

On doit bien examiner aussi les autres propriétés physiques des terrains avant d'en faire l'analyse, parce que ces propriétés indiquent, jusqu'à un certain point, leur composition, et servent de guide pour diriger les expériences. Ainsi les terrains siliceux sont généralement plus durs au toucher, et rayent le verre sur lequel on les frotte. Les terrains alumineux adhèrent fortement à la langue, et émettent une forte odeur terreuse, quand on les humecte ; et les terrains calcaires sont mous et beaucoup moins adhérens que les sols alumineux.

V. *Moyens de connoître la quantité d'eau d'absorption dans les terrains.*

Les sols, quelque secs qu'ils puissent être par leur exposition continue à l'air, contiennent toujours une

grande quantité d'eau, qui adhère, avec beaucoup de force aux matières végétales et animales et aux terres, et que l'on ne peut en dégager que par une forte chaleur. Le premier moyen d'analyse, est de priver d'eau, autant que possible, un poids donné de terrain, sans avoir égard à sa composition : ce à quoi on parvient en en chauffant une portion, pendant dix ou douze minutes, à une chaleur d'environ 130° centigrades (1), et dans ce cas, on ne se sert pas de thermomètre, parce que l'on peut obtenir le degré nécessaire, en mettant un morceau de bois en contact avec la capsule qui contient la terre. Tant que le bois reste sans altération, la chaleur n'est pas trop élevée ; mais quand le bois est carbonisé, il faut diminuer la température. Il restera peut-être une petite quantité d'eau dans le terrain, après cette opération, mais elle donnera toujours des résultats comparables ; et si l'on élevoit davantage la température, les matières végétales et animales pourroient se décomposer ; et alors l'expérience ne donneroit plus de résultats satisfaisans.

On doit noter avec soin la perte de poids qui arrive dans cette opération ; et quand elle s'élève à 50 pour 400 de terrain, on peut considérer le terrain comme possédant au plus haut degré la propriété d'absorber et de retenir de l'eau ; et on y trouvera généralement une plus grande quantité de terre alumineuse. Quand

(1) Dans quelques expériences, où j'ai poussé l'opération jusqu'à la distillation, j'ai trouvé assez pure l'eau qui s'est dégagée, et il ne s'étoit pas produit sensiblement d'autre substance volatile.

la perte de poids est seulement de 20 à 10, on peut considérer la terre comme légèrement absorbante, et la terre siliceuse y sera plus abondante.

VI. *De la séparation des Pierres, du Sable, et des Fibres de végétaux qui se trouvent dans les terrains.*

On ne doit pas séparer les pierres, le gravier et les fibres de végétaux du terrain pur, avant d'en avoir dégagé l'eau; car ces corps sont souvent eux-mêmes très-absorbans., et ils influent alors sur la fertilité du sol. Mais après que l'on a chauffé, la première chose à faire est de procéder à la séparation de ces matières; ce que l'on peut faire aisément au moyen de tamis, après avoir légèrement trituré le sol dans un mortier. On doit noter exactement le poids du sable et des pierres, et s'assurer de leur nature. Si elles sont calcaires, elles font effervescence avec les acides; si elles sont siliceuses, elles rayent le verre; et si elles sont dans la classe des pierres alumineuses ordinaires, elles sont molles, se rayent facilement au couteau et ne font pas effervescence avec les acides.

VII. *Séparation de la partie sablonneuse et de la matière argileuse, ou* Loam (1).

La plus grande partie des terrains, outre le gravier et

(1) Ce mot n'a point de synonyme en françois. On doit entendre par *Loam*, un terrain d'une moyenne adhérence, il en a moins que la glaise et plus que la craie. Le *Loam* formant un genre particulier de terre, les anglois le divisent en loam glaiseux, craieux, etc. (*Note de M. Bornot.*)

les pierres, contiennent une proportion plus ou moins grande de sable de différens degrés de finesse ; et la dernière opération à faire, est de le séparer des parties plus divisées, comme l'argile, le *loam*, la marne, et les matières végétales et animales. On peut y parvenir d'une manière assez exacte, en agitant ce sol avec l'eau. Dans ce cas, le plus gros sable se sépare ordinairement au bout d'une minute, et le plus fin en deux ou trois minutes ; tandis que la matière terreuse divisée et les substances végétales ou animales, restent dans un état de suspension pendant très-long-temps : de-sorte qu'en versant l'eau d'un vase dans un autre, après une, deux ou trois minutes, le sable sera, en grande partie, séparé des autres substances, que l'on doit alors jeter sur un filtre, avec l'eau qui les contient, puis sécher et peser. On pèse séparément le sable, et on note son poids. On doit conserver l'eau de lavage, parce qu'elle doit contenir des sels et des matières végétales et animales solubles, s'il en existoit dans le terrain.

VIII. *Examen du Sable.*

Par le lavage et la filtration, le sol se sépare en deux portions, dont la plus importante est généralement la matière la plus fine.

L'analyse exacte du sable est rarement ou n'est même jamais utile, et on peut connoître sa nature de la même manière que celle des pierres et du gravier. C'est toujours du sable silicieux ou calcaire, ou un mélange des deux. S'il consiste entièrement en carbonate de chaux, il se dissout rapidement, avec effervescence, dans l'acide muriatique ; mais s'il est formé d'un mélange de cette

substance et de silice, on peut s'assurer des quantités respectives de ces matières, en pesant le résidu après l'action de l'acide, dont on ajoute jusqu'à ce que le mélange devienne acide et cesse de faire effervescence. Le résidu est de la silice; on doit la laver, la sécher, et la chauffer fortement dans un creuset. La différence entre son poids et celui de la quantité totale, indique la proportion de sable calcaire.

IX. *Examen de la partie très-divisée des sols, et Moyens de découvrir les carbonatès de chaux et de magnésie.*

La matière très-divisée du sol est ordinairement d'une nature très-composée; elle contient quelquefois les quatre terres primitives des sols, ainsi que des matières végétales et animales; et la partie la plus difficile de l'analyse est de s'assurer, avec l'exactitude desirable, des proportions de ces substances.

La première opération consiste à traiter la matière divisée du sol, par l'acide muriatique. Pour cela, on met la matière terreuse dans une capsule, avec deux fois son poids d'acide étendn de deux parties d'eau. On agite souvent le mélange, et on le laisse reposer pendant une heure ou une heure et demie, avant de l'examiner.

S'il y avoit du carbonate de chaux et de magnésie dans le sol, ils ont été dissous par l'acide, qui enlève quelquefois un peu d'oxide de fer, mais rarement de l'alumine.

On filtre la liqueur, on rassemble la matière solide, on la lave avec de l'eau de pluie, on sèche à une tem-

pérature moyenne et on pèse. La perte indique la quantité de matière solide qui est dissoute. On mêle les lavages avec la solution, que l'on acidifie légèrement, si elle ne l'étoit pas déjà ; et on y verse alors du prussiate de potasse. S'il se fait un précipité bleu, cela annonce la présence du fer ; et on ajoute alors du prussiate de potasse, jusqu'à ce qu'il ne produise plus d'effet. Pour connoître la quantité de fer, on rassemble le précipité et on le chauffe au rouge. Le résidu est de l'oxide de fer.

On verse alors dans le liquide privé d'oxide de fer, une solution de carbonate neutre de potasse, jusqu'à ce que l'effervescence cesse, et que la saveur et l'odeur indiquent un grand excès de sel alcalin.

Le précipité qui se forme est du carbonate de chaux, que l'on rassemble sur un filtre, et que l'on sèche à une température au-dessous du rouge.

On fait bouillir pendant un quart d'heure le liquide qui reste, et s'il y a de la magnésie, elle se précipite combinée avec l'acide carbonique ; et l'on s'assure de la quantité de la même manière que de celle du carbonate de chaux.

Si, par des circonstances particulières, il y avoit eu une petite quantité d'alumine dissoute par l'acide, on la trouvera dans le précipité, mêlée avec du carbonate de chaux ; et l'on séparera, en faisant bouillir pendant quelques minutes avec une quantité d'eau de savon nécessaire pour recouvrir toute la masse. Cette solution dissout l'alumine, sans agir sur le carbonate de chaux.

Si la matière divisée du sol est assez calcaire pour faire effervescence avec les acides forts, on emploie,

pour reconnoître la quantité de carbonate de chaux, une méthode très-simple et assez exacte pour les cas ordinaires.

Le carbonate de chaux contient, toujours, une proportion déterminée d'acide carbonique, c'est-à-dire, environ 0,45 : de sorte que quand on connoît le poids ou la mesure du gaz acide carbonique qui se dégage d'un sol pendant la solution dans un acide, on connoît facilement la quantité de carbonate de chaux correspondante.

Après que l'opération dont nous venons de parler a été exécutée, on pèse séparément dans deux bouteilles deux parties d'acide et une de la matière du sol, et on les mêle lentement, jusqu'à ce que l'effervescence cesse. La différence entre les poids, avant et après l'expérience, exprime la quantité d'acide carbonique, dont quatre parties et demie en poids, en indiquent dix de carbonate de chaux.

X. *Moyens de s'assurer de la quantité de matières végétales et animales très-divisées et insolubles.*

Après que l'on a traité la matière divisée du sol par l'acide muriatique, il faut s'assurer de la quantité de matières végétales et animales divisées et insolubles.

On peut y parvenir avec une précision suffisante, en chauffant la masse, dans un creuset, à une forte chaleur, jusqu'à ce qu'elle soit devenue blanche. Quand il se produit, pendant l'incinération, une odeur semblable à celle des cornes brûlées, c'est un indice certain qu'il y a une matière animale; tandis que les matières végétales sont presque toujours indiquées par une flamme bleue assez considérable pendant l'ignition : et alors,

quand on veut achever promptement l'opération, on peut aider la destruction des substances décomposables, par l'action du nitrate d'ammoniaque, que l'on projette sur la masse chauffée, dans la proportion d'environ 20 parties pour 100 du résidu du terrain. Ce sel fournit le principe nécessaire à la combustion des matières végétales et animales, dont il aide la conversion en fluides élastiques, tandis qu'il est lui-même décomposé et entièrement volatilisé.

XI. *Moyen de séparer l'alumine et la silice de l'oxide de fer.*

Les substances qui restent après la décomposition des matières végétales et animales, sont, en général, des portions très-petites de matières terreuses, qui sont généralement formées de matières siliceuses et alumineuses, combinées avec l'oxide de fer.

Pour les séparer, on fait bouillir la matière solide pendant deux ou trois heures, avec quatre fois son poids d'eau. La quantité d'acide doit être réglée par celle du résidu ; et il faut employer pour 100 grains de résidu, 120 d'acide.

La matière qui reste après l'action de l'acide, peut être considérée comme siliceuse. On la sépare, et après l'avoir lavée et séchée à la manière ordinaire, on la pèse.

L'alumine et l'oxide de fer, s'il en existe, sont en dissolution dans l'acide sulfurique. On peut les séparer par le carbonate d'ammoniaque en excès, qui précipite l'alumine et dissout l'oxide de fer. On sépare ensuite cet oxide par la calcination.

Il seroit possible qu'il eût échappé de la chaux et de la magnésie à l'action de l'acide muriatique ; et on les trouveroit alors en solution dans l'acide sulfurique. Cela n'arrive presque jamais ; mais le procédé pour les découvrir et s'assurer de leur quantité, est le même dans les deux cas.

L'analyse par l'acide sulfurique est assez exacte pour les expériences ordinaires ; mais si l'on vouloit une grande exactitude, il faudroit se servir du carbonate de potasse sec, et chauffer le résidu de l'incinération au rouge, pendant une demi-heure, avec quatre fois son poids de ce sel, dans un creuset d'argent ou de porcelaine bien cuit. On dissoudroit ensuite la masse dans l'acide muriatique, et l'on évaporeroit la solution presque à siccité. On ajouteroit ensuite de l'eau qui dissoudroit le muriate de fer et les muriates terreux, et laisseroit la silice. On laveroit bien cette silice et on la calcineroit ; puis on sépareroit les autres substances comme nous l'avons dit.

Ce procédé est l'un des plus employés par les Chimistes pour l'analyse des pierres.

XII. *Moyens de découvrir les substances salines et les matières végétales et animales solubles.*

Si l'on soupçonne dans le terrain quelques sels ou des matières végétales ou animales solubles, on les trouvera dans l'eau de lavages employée pour séparer le sable.

Il faut évaporer cette eau à siccité, dans une capsule, et chauffer fortement le résidu.

Si la matière que l'on obtient est brune et inflam-

mable, on peut la considérer en partie comme un extrait végétal. Si, lorsqu'on l'expose à la chaleur, elle répand une odeur forte et fétide, elle contient une substance animale mucilagineuse ou gélatineuse. Si elle est blanche ou transparente, on peut la considérer comme formée principalement de matière saline. On reconnoît le nitrate de potasse (nitre) et le nitrate de chaux dans la masse saline, si la masse fuse sur les charbons ardens. On reconnoît le sulfate de magnésie à sa saveur amère; et le sulfate de potasse, en ce qu'il ne précipite pas le carbonate d'ammoniaque, mais le muriate de barite.

XIII. *Moyens de découvrir le sulfate de chaux* (gypse) *et le phosphate de chaux.*

Si l'on soupçonne du sulfate ou du phosphate de chaux dans un terrain, il faut le soumettre à des opérations particulières. On chauffe au rouge, dans un creuset, un poids donné de terre, avec un tiers de charbon en poudre; on fait bouillir le mélange pendant un quart d'heure, dans une pinte d'eau, et on filtre la liqueur, que l'on expose ensuite, pendant quelques jours, à l'air, dans un vase ouvert. S'il y avoit du sulfate de chaux, il se précipiteroit graduellement dans le fluide, et son poids indiqueroit sa proportion.

S'il y a du phosphate de chaux, on fait digérer le terrain avec un excès d'acide muriatique, on évapore la solution et on verse de l'eau sur la matière sèche. Le fluide dissout les muriates, et laisse le phosphate de chaux.

La nature de cet ouvrage ne nous permet pas de détailler un procédé, pour découvrir les substances qui peuvent se rencontrer par hasard mêlées avec les matières du sol. On y rencontre quelquefois l'oxide de manganèse et les sels de barite; mais ces corps paroissent avoir peu d'influence sur la fertilité ou la stérilité; et pour les découvrir, il faudroit employer un procédé beaucoup plus compliqué, et qui n'en deviendroit pas plus utile.

XIV. *Résultats et produits du sol.*

Quand l'examen d'un sol est entièrement fait, il faut classer les produits, et ajouter ensemble les diverses quantités; et si elles donnent un tout à peu près égal à la quantité primitive, l'analyse peut être regardée comme exacte. Il faut cependant remarquer, que quand on découvre du sulfate ou du phosphate de chaux par le procédé XIII, il faut faire une correction aux expériences précédentes, en soustrayant leur poids de celui du carbonate de chaux obtenu en précipitant l'acide muriatique.

En classant les produits, on doit suivre l'ordre des expériences au moyen desquelles on les a obtenus.

Ainsi, on peut supposer que 400 grains d'un bon terrain sablonneux et siliceux, contiennent :

Eau d'absorption....................	18
Pierres et graviers principalement siliceux.	42
Fibres de végétaux décomposés.........	10
Sable siliceux fin....................	200
	270

D'autre part...	270
Matière très-divisée, séparée par la filtration, et consistant en	
Carbonate de Chaux.............	25
— de Magnésie..........	4
Matière destructible par la chaleur, et principalement végétale............	10
Silice..............................	40
Alumine...........................	32
Oxide de fer.......................	4
Matières solubles, et principalement sulfate de potasse et extrait végétal.....	5
Gypse.............................	3
Phosphate de Chaux.................	2
Montant de tous les produits....	395
Perte.........	5

Nous supposons, dans ce cas, que la perte est très-petite; mais, en général, dans les expériences on la trouve beaucoup plus grande, à cause de la difficulté de rassembler toute la quantité des précipités; et quand elle est d'environ 30 pour 400, on ne peut soupçonner le procédé d'inexactitude.

XV. *Cette méthode générale d'analyse peut dans quelques cas être très-simplifiée.*

Quand un Chimiste a acquis l'habitude d'employer ses instrumens, et s'est familiarisé avec les propriétés des réactifs et la relation des propriétés physiques et chimiques des sols, il est rare qu'il soit obligé de soumettre la terre qu'il examine à toutes les expériences que nous venons de décrire. Par exemple, quand le

sol contient une quantité considérable de terre calcaire, il est inutile de le traiter par l'acide muriatique IX. En examinant les sols houilleux, il faut surtout insister sur l'action du feu et de l'air X; et dans l'analyse des *Loams* craieux, il pourra souvent omettre l'essai par l'acide sulfurique XI.

Dans les premiers essais qui sont faits par des personnes qui ignorent la Chimie, on ne peut attendre beaucoup de précision dans les résultats, On y trouve quelques difficultés; mais en les surmontant, on obtient des connoissances pratiques très-utiles, et rien n'est si instructif dans les expériences que de découvrir les erreurs. L'analyste exact doit bien connoître tous les moyens chimiques qu'il emploie, et il n'y a peut-être pas de meilleure méthode pour les acquérir, que de faire soi-même les premières recherches. En poursuivant ses expériences, il sera continuellement obligé de chercher dans des livres l'histoire des substances qu'il fait agir, et ses idées théoriques s'étendront beaucoup plus en étant liés avec la pratique.

XVI. *Sur l'Amélioration des sols, comme liée avec le principe de leur composition.*

Quand on examine un sol stérile dans la vue de l'améliorer, on doit, si cela est possible, le comparer avec un sol extrêmement fertile dans le même voisinage, et dans une semblable situation, la différence que donnera leur analyse indiquera le mode d'amélioration qui est alors fondé sur des principes scientifiques.

Si le terrain fertile contient une grande quantité de

sable par rapport au sol stérile, il suffira, pour améliorer celui-ci, de lui fournir la substance qui lui manque, et la méthode sera aussi simple pour les sols qui manquent d'argille ou de matière calcaire.

Dans l'application de l'argille, du sable, du *loam*, de la marne et de la craie aux terres, il n'y a aucun principe chimique à observer; mais quand on emploie de la chaux vive, il faut avoir grand soin qu'elle ne provienne pas de la pierre magnésienne, car, dans ce cas, comme M. Tennant l'a observé (1), elle est extrêmement nuisible à la terre. La pierre à chaux magnésienne peut se distinguer de la pierre à chaux commune par sa plus grande dureté et la lenteur avec laquelle elle se dissout dans les acides, et l'on peut l'analyser par le procédé IX indiqué pour examiner le carbonate de chaux et celui de magnésie.

Quand l'analyse indique que la stérilité est produite par un excès de matière animale, on peut la détruire en pulvérisant et exposant à l'air, et brûlant, ou par l'action de la chaux vive; et quand le terrain manque de matière végétale ou animale, on y supplée par l'engrais approprié.

XVII. *Les terrains stériles diffèrent beaucoup en composition dans les différens climats et les différentes situations.*

Les causes de la fertilité et de la stérilité des terrains doivent nécessairement, comme le prouvent les expé-

(1) *Phil. Trans.* 1799, pag. 305. On trouve abondamment cette pierre de chaux dans le *Yorkshire*, le *Derbyshire* et le *Sommersetshire*.

riences chimiques, différer beaucoup dans les divers climats et par différentes circonstances. Le pouvoir des terrains d'absorber l'humidité, principe essentiel de leur fertilité, doit être beaucoup plus grand dans les pays chauds que dans les pays froids. Les sols situés sur les pentes des côteaux doivent être plus absorbans que ceux des mêmes climats dans les plaines ou les vallons (1). La fertilité des sols doit éprouver aussi l'influence de la nature des couches ou lits sur lesquels ils sont situés, et l'on doit avoir principalement égard à cette circonstance, quand on considère la nature chimique et le système d'amélioration. Ainsi, un sol sablonneux peut quelquefois devoir sa fertilité au pouvoir qu'ont les couches inférieures de retenir l'eau, et un sol argilleux et absorbant peut manquer de fertilité dans un climat humide, par l'influence des lits de sable et de gravier.

XVIII. *De la Composition chimique des sols fertiles de blé dans ce pays* (Angleterre).

Les sols à grains les plus fertiles contiennent toujours une certaine quantité de terres alumineuse et calcaire très-divisées, et une certaine quantité de matières végétales et animales.

La quantité de terre argilleuse est cependant très-variable, et dans quelques cas, elle est extrêmement petite. Un sol à blé très-fertile d'Ormiston dans le Haddington-Shire oriental, m'a donné, sur 100 parties, seulement 11 parties de carbonate de chaux; il contenoit 25 parties de sable siliceux et 45 d'argille très-divisée;

(1) Kirwan, *Trans. of the Irish academy*, V, pag. 175.

les 9 parties de perte sont dues à des matières végétales et animales et 4 parties d'eau : j'y trouvai une petite quantité de phosphate de chaux.

Ce sol étoit d'une texture très-fine et contenoit quelques pierres et des fibres de végétaux. Il n'est pas douteux que sa fertilité étoit due en partie au phosphate de chaux, car cette substance se trouve dans le blé, l'orge et l'avoine, et peut être une partie de leur nourriture.

J'ai trouvé un sol de plaines basses du Sommersetshire, célèbre pour produire sans engrais d'excellent blé et de très-bonnes fèves, composé d'un neuvième de sable principalement siliceux, de huit neuvièmes de marne calcaire, colorée par le fer, et environ 0,05 de matières végétales et animales. Je n'y ai pas trouvé de phosphate ou de sulfate de chaux, de sorte que sa fertilité doit dépendre principalement du pouvoir qu'ont les matières végétales de le nourrir et d'attirer l'humidité de l'atmosphère.

M. Tillet, dans quelques expériences faites à Paris sur la composition des sols, a trouvé qu'un terrain composé de trois huitièmes d'argille, de deux huitièmes de sable de rivière et de trois huitièmes de débris de pierre de chaux, étoit le plus propre au blé.

XIX. *De la Composition des sols propres aux racines bulbeuses et aux arbres.*

Les racines bulbeuses exigent en général un sol beaucoup plus sablonneux et moins absorbant que les plantes. Un très-bon terrain à pommes de terre de Varfel en Cornouailles m'a donné six huitièmes de sable

siliceux, et son pouvoir absorbant étoit si petit, que 100 parties ne perdirent que 2 par la dessiccation à 250° centigrades.

Les plantes et les arbres dont les racines sont fibreuses et dures, sont susceptibles de pénétrer profondément dans la terre, et c'est pour cela qu'ils végétent dans presque tous les terrains qui sont assez secs et qui ne contiennent pas un grand excès de matières végétales.

J'ai trouvé que le sol d'un champ de Sheffield dans le Sussex, remarquable pour la production d'avoine, étoit florissant, et consistoit en six parties de sable et une partie d'argille et de matière très-divisée; et 100 parties du sol entier ont fourni à l'analyse

Eau.	3
Silice.	54
Alumine.	28
Carbonate de Chaux.	3
Oxide de fer.	5
Matières végétales en décomposition.	4
Perte.	3

XX. *Avantage de l'amélioration opérée en changeant la composition des parties terreuses d'un terrain.*

Par rapport aux grandes différences des causes qui influent sur la fertilité d'un sol, on ne peut, dans l'état actuel de nos connoissances, former un système certain pour leur amélioration, indépendant de l'expérience; et il y a quelques cas dans lesquels les analyses ne

sont pas satisfaisantes pour les meilleures méthodes à suivre dans l'amélioration du terrain; et c'est ce qui arrive principalement quand le sol manque des proportions nécessaires de terres premières.

Quand on emploie les engrais végétaux et animaux, on ne fournit aux plantes qu'un avantage momentané, qui, est bientôt épuisé par quelques récoltes : mais quand on rend un sol le plus parfait possible pour la texture et la constitution par rapport aux parties terreuses, on peut considérer sa fertilité comme établie d'une manière permanente. Il devient alors susceptible d'attirer, de l'air, les principes qui lui sont nécessaires, et de produire les récoltes avec beaucoup moins de travaux et de dépenses.

Description de l'Appareil pour l'analyse des sols.

Pl. IV, fig. 44 ; *a*, *b*, *c*, *d*, *e*, *f* sont les différentes parties de l'appareil nécessaire pour mesurer la quantité de fluide qui se dégage, pendant l'action, d'un acide sur un sol calcaire.

a représente la bouteille pour contenir la substance terreuse ; *b* la bouteille contenant l'acide, garnie d'un robinet ; *c* le tube réuni avec une vessie vide ; *d* et *f* la mesure graduée ; *e* la bouteille pour contenir la vessie. Quand on se sert de cet instrument, on introduit une quantité donnée de sel en *a*, on remplit *b* d'acide muriatique, étendu de son poids d'eau ; et le robinet étant fermé, on place cette partie en *a* sur l'orifice destiné à la recevoir. On introduit le tube *c* dans l'orifice supérieur de *a*, et on y attache la vessie vide placée dans

le vase *c*, qui est rempli d'eau : on place la mesure graduée dans le tube *e*. Quand on tourne le robinet de *b*, l'acide tombe en *a* et agit sur la substance terreuse ; le fluide élastique formé passe au travers de *c* dans la vessie, et déplace une quantité d'eau égale à son propre volume ; et cette eau coule, par le tube, dans le vase gradué : l'eau indique, par son volume, la proportion de l'acide carbonique dégagé de la terre que l'on examine.

CHAPITRE V.

Usages divers des réactifs chimiques.

I. *Moyen d'enlever les taches d'encre.*

On peut enlever les taches d'encre de dessus le papier, le linge et le bois, au moyen de presque tous les acides ; mais on doit préférer ceux qui ont le moins d'action sur le tissu taché. On peut verser sur la tache de l'acide muriatique, étendu de cinq ou six fois son poids d'eau, et au bout d'une minute ou deux, l'enlever en lavant la place avec de l'eau, en appliquant de nouvel acide, s'il est nécessaire. Mais on emploie les acides végétaux avec moins de risques, et ils ont le même effet. On peut employer une solution d'acide oxalique, citrique ou tartarique, pour les tissus les plus délicats, sans craindre de les attaquer ; et les mêmes solutions enlèvent de dessus le papier, les taches d'encre

à écrire, mais non de celles d'imprimerie. On peut, d'après cela, les employer, sans crainte de détruire le papier, pour nettoyer les livres sur les marges desquels on a écrit.

II. *Taches de fer.*

Elles peuvent être occasionnées, soit par les taches d'encre, qui par l'emploi du savon, se changent en rouille, ou par le contact direct de la rouille. On peut les enlever au moyen de l'acide muriatique ou des acides végétaux, dont nous avons parlé. Quand elles ont resté long-temps sur la toile, il est extrêmement difficile de les enlever, parce que le fer, par l'action répétée de l'air et de l'eau, attire une portion d'oxigène qui le rend insoluble dans les acides. Cependant ces taches, elles-mêmes, peuvent être enlevées en se servant d'abord d'une solution de muriate d'étain récemment préparé, que l'on enlève ensuite avec l'eau, et ensuite d'une solution d'acide oxalique, ou de sel d'oseille. Dans ce cas, le muriate d'étain s'empare d'une partie de l'oxigène du fer, et le rend soluble dans les acides étendus (1).

(1) Au lieu de muriate d'étain récemment préparé, on peut se servir d'une cuiller, ou de tout autre ustensile d'étain; on pose la tache dessus, et on la frotte avec l'acide oxalique, ou avec le sel d'oseille; on lave ensuite le tissu à grande eau.
(*Note du traducteur.*

III. *Taches de fruits et de vin.*

On les enlève bien au moyen d'une solution aqueuse d'acide muriatique oxigéné (chap. XIV, sect. 3), ou par le moyen de muriate sur-oxigéné de potasse ou de chaux, auquel on ajoute un peu d'acide sulfurique. On peut faire tremper le tissu dans l'une de ces trois solutions, jusqu'à ce que la tache soit enlevée; mais on ne peut employer cette solution avec sûreté que pour les couleurs blanches solides, parce que l'acide muriatique oxigéné non combiné, détruit toutes les couleurs employées en teinture. Les personnes qui n'ont pas l'appareil pour saturer l'eau d'acide muriatique oxigéné, peuvent se servir du procédé suivant, qui est facile à pratiquer : Versez à peu près une cuiller à bouche d'acide muriatique (esprit de sel) dans une soucoupe, et ajoutez-y à peu près une cuiller à café d'oxide noir de manganèse; mettez cette soucoupe dans une autre plus large et remplie d'eau chaude; humectez avec de l'eau la tache du tissu, et exposez-le à la vapeur qui s'élève de la soucoupe; si l'exposition est poussée assez loin, la tache disparoîtra.

On peut enlever les taches sur la soie, au moyen d'une solution aqueuse d'acide sulfureux, ou par la vapeur du soufre en combustion.

IV. *Taches de graisse.*

On peut les enlever au moyen d'une solution étendue de potasse pure, qu'il faut employer avec précaution

pour ne pas attaquer le tissu. Les taches de *cire*, qui tombent souvent sur la toile, s'enlèvent facilement avec l'huile de térébenthine, ou l'éther sulfurique. Les taches de *peinture blanche* peuvent être enlevées aussi par les agens dont nous avons parlé.

I.er APPENDICE.

DÉCOUVERTES RECENTES EN CHIMIE.

PENDANT l'impression de cet Ouvrage, on a découvert plusieurs faits nouveaux, et d'une telle importance, que l'on ne peut les passer sous silence.

Les principaux de ces faits sont contenus dans le dernier mémoire que M. Davy a communiqué à la société royale, et dont il a bien voulu m'envoyer une copie avant sa publication dans les *Transactions philosophiques* (1). Ces découvertes tendent à produire quelques changemens aux idées que nous avons données dans le premier volume, sur la nature de certains corps chimiques, et on doit, dans des recherches si compliquées, et qui enveloppent plusieurs sources d'erreurs, s'attendre à de fréquens changemens dans l'énoncé des faits, et dans les conclusions qui en sont déduites.

I. *Sur l'ammoniaque. — Sa formation au moyen du charbon et de la potasse. — Présence de l'oxigène dans cet alcali. — Amalgame de mercure et d'ammoniaque.*

Il paroît, d'après les recherches de M. Davy, dont nous avons donné un aperçu dans le premier volume, page 260, que par l'action du potassium sur l'ammoniaque, le nitrogène qui entre dans la constitution de cet alcali, soufre une décomposition, puisque l'on obtient par ce moyen une moindre quantité de nitrogène que par l'analyse électrique; dans cette opération l'augmentation du gaz hydrogène le faisoit

(1) Part. I, 1810.

regarder comme un élément du nitrogène. Cependant MM. Gay-Lussac et Thenard ont avancé que l'on pouvoit retirer, de la substance fusible obtenue en chauffant le potassium dans l'ammoniaque, toute l'ammoniaque que ce corps avoit absorbée, deux cinquièmes en ammoniaque, un cinquième en hydrogène et nitrogène, et les deux autres cinquièmes par l'addition de l'eau comme alcali volatil. Ils s'accordent avec M. Davy pour le dégagement du nitrogène, mais comme ils prétendent que toute l'ammoniaque est régénérée, ils font provenir l'hydrogène de la décomposition du potassium.

Cette discordance dans les résultats, a porté M. Davy a répéter ses premières expériences; en observant les plus minutieuses précautions, il forma une substance fusible en chauffant du potassium dans une capsule de platine, qu'il plaça dans du gaz ammoniac, contenu dans une cornue de verre exempt de tout oxide métallique. Il employa un tube de platine pour distiller la substance fusible ainsi formée, en mettant le plus grand soin pour empêcher l'accès de l'humidité. Dans ces circonstances il recouvra un dixième de l'ammoniaque qui avoit été absorbée. Le potassium fut régénéré; mais loin d'avoir une production d'hydrogène, les gaz constituans de l'ammoniaque n'étoient pas en quantité suffisante, et la perte de l'hydrogène se trouva beaucoup plus grande que celle du nitrogène. Dans ses expériences les plus délicates, M. Davy recouvra le potassium, mais il n'obtint pas d'ammoniaque, ni ses élémens, si ce n'est quand il ajouta un corps qui étoit susceptible de fournir de l'oxigène et de l'hydrogène.

M. Davy obtint des résultats semblables, en substituant le sodium au potassium. Il se sépara moins d'ammoniaque de la substance fusible, et le gaz dégagé, au lieu de contenir ces deux élémens dans les proportions obtenues par l'étincelle électrique (c'est-à-dire environ trois d'hydrogène et une de nitrogène) consistoit en deux parties d'hydrogène

et une de nitrogène. Le nitrogène, dans ce cas, au lieu de manquer, comme précédemment, existoit au contraire en grand excès. M. Davy a conclu de là, que Gay Lussac et Thenard furent trompés par l'introduction de l'humidité.

La production d'ammoniaque observée par le docteur Woodhouse, en versant de l'eau sur un mélange de potasse et de charbon chauffé, se lie (d'après les nouvelles découvertes de M. Davy) avec l'absorption de nitrogène de l'atmosphère. Après plusieurs opérations sur les mêmes matériaux, l'ammoniaque cesse de se produire. Dans des expériences comparatives il se forma plus d'ammoniaque d'un mélange refroidi en contact avec l'air extérieur, que dans un autre refroidi dans le gaz qui avoit été produit dans les expériences.

M. Davy s'est occupé de l'importante question de la présence de l'oxigène dans l'ammoniaque. Si l'oxigène est un des élémens de cet alcali, pourquoi ne le trouve-t-on pas dans le produit de son analyse électrique? on le devroit découvrir dans l'état de gaz oxigène, ou bien uni à l'hydrogène, et constituant de la vapeur aqueuse, ou combiné avec les conducteurs métalliques. Les deux premières méthodes de découvrir ce principe, ne se trouvent pas confirmées par les expériences de M. Davy, ni par les miennes propres. Car dans nos premières recherches, nous n'avons pu découvrir de gaz oxigène, ni d'augmentation dans la quantité d'eau. On peut cependant alléguer que le volume d'ammoniaque étant doublé par l'électricité, les gaz peuvent retenir plus d'eau que le gaz alcalin primitif. Dans ses nouvelles expériences, M. Davy imagina de garder le volume du gaz exactement le même, pendant tout le temps de la décomposition, s'attendant que l'eau formée deviendroit apparente.

Mais quoiqu'il opérât sur 130 centimètres cubes de gaz ammoniac, l'indication de l'humidité étoit si peu sensible, qu'elle étoit même extrêmement équivoque; cependant les fils étoient uniformément ternis, mais cet effet pouvoit être produit soit par la décomposition d'une petite quantité d'eau existant dans le gaz alcalin, soit par l'action de l'alcali lui-même sur le métal.

Une autre méthode de déterminer cette importante question, est de comparer exactement le poids de l'ammoniaque employé, et celui des gaz résultans de sa décomposition. Car il est évident que le poids de ces derniers (si l'oxigène n'est pas un élément de l'ammoniaque) doit être précisément égal à celui du gaz primitif. Pour déterminer cette question, M. Davy prit avec la plus grande exactitude les pesanteurs spécifiques relatives du nitrogène, de l'hydrogène et du gaz ammoniac, à 760 millimètres de pression et 11° centigrades, et il les trouva comme il suit :

1000 centimètres cubes de gaz Nitrogène pèsent 1,1557 grammes.
— d'Hydrogène. . . 0,1016
— d'Ammoniaque. . 0,7087

En calculant sur ces bases, et observant que l'on obtient 185 parties de gaz permanens de 100 de gaz ammoniac, il se fait une perte de $\frac{1}{12}$. Cependant M. Davy pense que l'idée la plus exacte que l'on puisse se faire de ce sujet, consiste à considérer l'ammoniaque comme décomposée en hydrogène et nitrogène; et la perte de poids, comme provenant de l'inexactitude inévitable dans une expérience si délicate.

Ces expériences rendent très-incertaine la nature de l'amalgame ammoniacal ; les dernières tentatives de M. Davy pour obtenir l'ammonium à l'état de pureté, n'ont point été plus heureuses que les premières. Une grande difficulté consiste à se procurer l'amalgame exempt d'eau, qui contient

toujours assez d'oxigène pour régénérer l'alcali. L'amalgame qui paroît être exempt de toute humidité est celui de potassium de mercure et d'ammonium à l'état de solidité, mais cet amalgame lui-même donne un peu d'hydrogène à la distillation, outre une petite proportion d'ammoniaque. M. Davy estime à environ $\frac{1}{2100}$ à $\frac{1}{2400}$, la quantité dont augmente le mercure dans la formation de l'amalgame; mais d'après la théorie françoise, cette augmentation ne seroit que d'environ $\frac{1}{940}$.

II. *Nature du Nitrogène et de l'Hydrogène, etc.*

D'après de nouvelles expériences, un des principaux faits suggéré par l'idée de la composition du gaz nitrogène (c'est-à-dire par l'action du potassium sur l'ammoniaque), et que nous avons établi ci-dessus, n'est plus susceptible de supporter cette théorie.

La composition et la décomposition de l'eau par l'électricité, présente un des faits les plus frappans, dans lequel on ait supposé l'apparition du nitrogène, sans la présence d'aucune matière, si ce n'est l'eau, qui peut fournir ses élémens. Le docteur Pearson, quoiqu'il eût grand soin dans ses expériences, de priver, par une ébullition longue et par la machine pneumatique, l'eau de l'air qu'elle contient, trouva cependant toujours du gaz nitrogène dans le résultat de son analyse. La même chose arriva à M. Davy, en répétant ces mêmes expériences. Cependant, en examinant avec le plus grand soin toutes les sources d'erreurs qui pouvoient se rencontrer dans la combustion des deux gaz, il découvrit qu'au moment de l'explosion par la décharge électrique, il se faisoit une communication avec l'atmosphère, quoique les ouvertures dans lesquelles passoient les fils fussent hermétiquement scellées. Quand il eut éloigné cette source d'erreur par un changement nécessaire à l'appareil, les gaz dégagés se trouvèrent être de l'hydrogène et de l'oxi-

gène purs, sans aucun mélange de nitrogène. Ces deux gaz se produisent aussi par l'électrisation de l'eau au moyen de l'appareil voltaïque, en éloignant toute source d'erreur, et l'eau, après l'expérience, ne présente aucune trace d'acide ni d'alcali.

Une autre source d'erreur de la même nature, et d'une importance égale, se rencontroit dans la formation de l'acide nitrique, opérée en faisant passer de l'eau en vapeur sur de l'oxide de manganèse chauffé; dans la production de l'ammoniaque, en versant de l'eau sur un mélange de charbon et de potasse rouge, et dans la formation apparente du nitrogène, de l'eau congelée. D'après cela les essais, pour prouver la formation synthétique du nitrogène, peuvent être considérées, sans exception, comme imparfaits.

Les expériences faites dans l'attente de recomposer ces bases, n'ont point été plus heureuses. M. Davy brûla du potassium dans du gaz nitrogène, au moyen de l'électricité voltaïque. Dans toutes ces expériences il se produisit du gaz hydrogène, et il manqua du nitrogène. Ce résultat sembla conduire d'abord à croire que le nitrogène avoit été décomposé dans cette expérience; mais il trouva ensuite que plus le potassium employé étoit libre d'une croute de potasse, qui pouvoit fournir de l'eau, et conséquemment de l'hydrogène, moins il y avoit de ce gaz dégagé; la perte légère du nitrogène, semble donc due à sa combinaison avec l'hydrogène à l'état de gaz naissant; et la manière d'être de ces recherches ne paroît pas être plus favorable à l'opinion avancée d'abord par M. Davy, que le nitrogène est décomposé dans la distillation dans des tubes de fer de la substance olivâtre obtenue avec le potassium et l'ammoniaque.

En raisonnant sur les proportions d'hydrogène et d'ammoniaque obtenues en distillant le singulier amalgame de mercure et d'ammoniaque, M. Davy conclut que cet alcali (en le supposant un oxide) doit contenir environ 48 *pour*

cent d'oxigène ; et si on regarde l'hydrogène comme un corps simple, et le nitrogène comme un oxide ; alors, d'après la même supposition, le nitrogène doit contenir à peu près 48 d'oxigène et 43 de base ; mais si nous adoptons l'opinion que le nitrogène et l'hydrogène sont deux oxides du même métal, nous devons supposer que la quantité d'oxigène est moindre dans le nitrogène.

M. Davy pense qu'il est à peu près démontré, d'après la nature de la substance fusible de l'ammoniaque, que le nitrogène n'est pas un métal sous forme de gaz, parce que en outre les analogies générales de la chimie nous portent à le regarder comme un corps composé. Peut-être, ajoute-t-il, les découvertes futures établiront-elles que le nitrogène est un protoxide d'ammonium, l'ammoniaque un deutoxide, et l'hydrogène un tritoxide du même métal, et alors la chimie auroit atteint une simplicité surprenante, et les théories existantes s'accorderoient avec les nouveaux faits.

III. *Nature du Potassium et Sodium.*

En généralisant les faits qui forment le sujet de la lecture bakerienne de M. Davy, sur la décomposition des alcalis fixes (1), on s'aperçoit que cet illustre savant prévoyoit que les phénomènes pourroient être expliqués par deux principes entièrement différens ; car on peut considérer les nouveaux métaux comme des substances simples, et les alcalis fixes comme composés de ces corps élémentaires et d'oxigène, ou bien on pourroit dire que les nouveaux métaux sont composés de bases inconnues avec l'hydrogène et les alcalis des mêmes bases avec l'eau. M. Davy a adopté la première de ces hypothèses, comme étant la plus simple, comme expliquant plus facilement tous les phénomènes, et comme n'exigeant pas la supposition d'autant de principes

(1) *Phil. trans.* 1808.

inconnus. Cependant la théorie opposée a été préférée en France, et par plusieurs savans de ce pays, et ils l'ont soutenue par les argumens suivans (1).

On allègue que nous n'avons pas d'exemple d'oxide métallique dont la pesanteur spécifique soit plus grande que les métaux dont ils proviennent, tandis qu'en admettant la théorie de M. Davy, cet effet auroit lieu par rapport aux oxides de potassium et de sodium; et (ajoute-t-on) la grande légèreté de ces nouveaux métaux n'indique-t-elle pas qu'ils sont composés d'alcalis et de la matière la plus légère que l'on connoisse jusqu'à présent, celle de l'hydrogène?

M. Davy a répliqué à cet argument, que le fait peut être expliqué également par l'une et l'autre hypothèse. Et il observe que la densité du composé sera proportionnelle à l'attraction de ses parties. Le potassium en raison de sa grande affinité pour l'oxigène, le condense très-fortement; tandis que le platine qui a une affinité très-foible pour la même base, n'y occasionne qu'une légère condensation. L'acide sulfurique est plus léger que le soufre, mais l'acide phosphorique dans lequel les élémens ont une forte affinité entre eux, est plus pesant que le phosphore. L'oxide d'étain lignifère de Cornouailles (wood tin) a une pesanteur spécifique beaucoup moins grande que l'étain. Dans ce cas la base métallique est beaucoup plus légère, et l'attraction pour l'oxigène plus forte; et dans ce cas, où le métal est plus léger et l'attraction pour l'oxigène plus forte, on peut s'attendre *à priori* que l'oxide sera plus pesant que la base.

Nous prouverons en outre que cet argument va trop loin, car puisque le sodium absorbe plus d'oxigène que le potassium, il doit, dans l'hypothèse de l'hydrogénation, contenir beaucoup plus d'hydrogène. Quoique la soude soit plus

---

(1) *Mémoires d'Arcueil*, II. *Sylvester's elementary treatise of chemistry*, pag. 123.

légère que la potasse (dans la proportion de 13 à 17 à peu près), cependant le sodium est plus pesant que le potassium en proportion de 9 à 7 au moins.

2. On ne peut dans la production des nouveaux métaux de la potasse et de la soude par l'électricité galvanique, employer les alcalis à l'état d'une sécheresse parfaite. La potasse la plus parfaitement séchée, contient au moins 13, 89 *pour cent* d'eau, et la soude, d'après les nouvelles expériences de M. Bérard, paroît contenir 18,86 *pour cent* (1). On prétend, et avec beaucoup de raison, que cette grande proportion d'eau ne peut manquer d'avoir une grande influence dans les phénomènes. Le gaz oxigène se dégage en abondance au pôle positif, mais nous ne voyons pas (comme on devroit s'y attendre), l'hydrogène se produire au pôle négatif, quand on opère sur ces nouveaux métaux. Cet argument me semble le plus fort qui ait été fait en faveur de la théorie phlogistique, et demande, pour être réfuté, de nouvelles expériences. On peut remarquer cependant que les phénomènes de la formation du potassium, avec la potasse et le fer rouge (vol. 1, page 241), sont moins favorables à la théorie de l'hydrogénation. Il paroît que dans cette opération l'alcali et l'eau sont privés d'oxigène, et que l'hydrogène de l'eau ne forme d'autres combinaisons que le gaz hydrogène potassé qui se dégage en torrens.

3. Quand le potassium et le sodium régénèrent leurs alcalis respectifs, soit par l'action du gaz oxigène, de l'eau, ou de l'acide muriatique, M. Davy dit simplement que c'est une oxidation des métaux, tandis que dans la théorie opposée, on assigne cet effet à l'union du gaz oxigène absorbé, avec l'hydrogène qui forme un des élémens de ces corps. Dans la dernière supposision, l'eau se régénère, et en s'unissant

(1) *Annales de Chimie*, tom. LXXI, pag. 63, ou d'après d'Arcet, 28 *pour cent*, *Annales de Chimie*, LXVIII, pag. 175.

avec la base alcaline (l'autre ingrédient du métal) forme un hydrate de potasse ou de soude. On s'est assuré qu'un poids donné de potassium dégage la même quantité d'hydrogène, soit qu'il agisse sur l'eau ou sur l'acide muriatique, et l'on a présenté ce fait comme prouvant que l'hydrogène vient du métal (1). Cependant on peut également expliquer ce fait en attribuant le gaz hydrogène, dans les deux cas, à la décomposition de l'eau.

Quand on brûle du potassium ou du sodium dans le gaz oxigène, on ne doit pas s'attendre à voir de l'eau à l'état séparé, mais s'il s'en forme, elle doit exister dans les alcalis formés. 64 millim. de potassium brûlés dans le gaz oxigène qui a été séché avec de la potasse, absorbent de l'oxigène dans la proportion d'environ 2 millimètres cubes de métal consommé, et quand le sodium brûle de la même manière, 74 millimètres absorbent environ 16 centimètres cubes. Les alcalis ainsi formés ne sont qu'imparfaitement fusibles à une chaleur rouge, et n'indiquent pas la présence de l'humidité. Cependant pour établir définitivement l'absence totale d'hydrogène dans les métaux, il seroit nécessaire de prouver d'une manière plus distincte que les alcalis qu'ils forment par leur combustion sont *absolument exempts d'eau.*

La potasse comme nous l'avons dit ci-dessus, contient à peu-près 14 *pour cent* d'eau, même après avoir été tenue quelque temps en fusion, et elle abandonne toute cette eau quand elle entre en combinaison avec l'acide muriatique. Maintenant, le muriate de potasse formé par la combustion du potassium dans le gaz acide muriatique, doit, s'il ne s'est pas formé d'eau, exister à l'état de sécheresse absolue. M. Davy a trouvé d'après deux expériences exécutées avec

---

(1) M. Berard a remarqué (*Annales de Chimie*, LXXI, pag. 64) que la plus grande proportion d'eau dans la soude que dans la potasse, confirme l'idée que le sodium contient plus d'hydrogène que le potassium.

le plus grand soiu, que la potasse formée dans cette opération contenoit 9 *pour cent* d'eau de moins, que la quantité assignée comme étalon, par Berthollet.

4. Nous avons rapporté sur l'autorité de MM. Gay-Lussac et Thenard, le dernier fait qu'ils ont présenté en preuves de la nature composée des nouveaux métaux, et qu'ils prétendent ne pouvoir être également bien expliqué par l'une et l'autre hypothèses (1). Selon eux, le gaz hydrogène se produit par l'action du potassium sur l'ammoniaque, même quoique l'on puisse obtenir toute la quantité de l'ammoniaque ou de ses élémens. Et alors ils regardent comme évident que les nouveaux métaux sont des *hydrures*, ou des composés d'hydrogène avec l'alcali. Cependant (comme nous l'avons établi dans la première sectiou de cet appendice), M. Davy a remarqué que les expériences sur lesquelles est basée cette théorie contiennent des sources d'erreurs, suffisantes pour la rendre très-incertaine. Et à la vérité ce dernier argument me paroit avoir moins de poids que quelques-uns des autres que l'on a présentés ci-dessus.

Enfin nous ne pouvons regarder comme décidée la question touchant la nature des nouveaux métaux qui exige pour être déterminée des expérieuces très-délicates. Eu même temps les probabilités me paroissent être en faveur de l'hypothèse qui suppose que les nouveaux métaux sont des corps simples, et les alcalis et les terres des oxides de ces métaux.

IV. *Composés de Tellure et d'autres Métaux, avec l'Hydrogène.*

M. Davy s'est occupé dernièrement de quelques faits curieux décrits primitivement par M. Ritter, sur l'action du tellure sur l'eau, et la formation d'un composé singulier de ce métal avec l'hydrogène; quand on transmet une décharge

(1) *Mémoires d'Arcueil*, II, pag. 308.

galvanique au travers d'un autre métal oxidable dans l'eau, il se dégage de l'hydrogène au pôle négatif. Mais quand la surface négative est composée de tellure, il ne se dégage pas d'hydrogène ; mais il se sépare un fluide pourpre qui dépose une poudre brune. M. Davy a trouvé que le fluide pourpre est une solution aqueuse d'un composé de tellure et d'hydrogène. Ce composé perd graduellement une partie de son hydrogène, et forme un hydrure solide de tellure. A l'état de liberté, il est gazeux à la température ordinaire, et quand on ajoute de l'acide muriatique ou de l'acide sulfurique à l'eau dans laquelle il est produit, il ne se dissout pas, mais se dégage, et peut être recueilli.

Quand un sulfure de tellure électrisé négativement, agit sur le potassium, l'action n'est pas vive; le potassium se sépare comme dans d'autres circonstances, combiné avec le tellure, et formant un alliage particulier. Quand on jette cet alliage dans l'eau, le potassium s'oxide, et l'hydrogène de l'eau s'unit avec le tellure pour former l'hydrogène telluré qui produit avec la potasse un composé particulier soluble dans l'eau ; en ajoutant un peu d'acide muriatique au mélange, il se fait une violente effervescence, et il se produit une odeur semblable à celle du gaz hydrogène sulfuré.

M. Davy a trouvé qu'on pouvoit préparer l'alliage de tellure et de potassium, en soumettant à la chaleur, de l'oxide de tellure et de la potasse mêlé avec du charbon en poudre. Dans ce cas l'affinité des métaux l'un pour l'autre est opposée à leur affinité pour l'oxigène.

Le composé aériforme de tellure et d'hydrogène, ou *le gaz hydrogène telluré*, est plus analogue à l'hydrogène sulfuré qu'à tout autre corps. Son odeur est à peu près la même que celle de ce gaz ; sa solution aqueuse est claire, mais elle devient promptement brune, et dépose du tellure par son exposition à l'air. Quand il est dégagé d'une solution alcaline par l'acide muriatique, il rougit le papier de litmus humecté ; mais après avoir été lavé avec une petite quantité

d'eau, il perd cette propriété. Il est cependant décomposé en partie, dans ce dernier cas, par l'air contenu dans l'eau; de sorte qu'il n'est pas facile de savoir si ce pouvoir lui est inhérent, ou dépend de la dissolution d'une petite quantité d'acide muriatique. Dans quelques cas, il ressemble à un acide foible, en se combinant avec l'eau et les alcalis. Il précipite plusieurs solutions métalliques. Il est décomposé instantanément par l'acide oxi-muriatique, en déposant des filets d'abord métalliques, mais qui se convertissent ensuite en muriate de tellure.

En soumettant l'arsenic aux mêmes opérations, on observe des phénomènes très-différens. L'arsenic formant une surface négative dans l'eau, devient brun, précipite une poudre brune, et il se dégage une grande quantité d'hydrogène. Quand le même métal est électrisé négativement en contact avec de la potasse solide, il se forme un alliage de potassium et d'arsenic brun et parfaitement métallique, qui donne du gaz hydrogène potassé par l'action de l'eau. Le potassium et l'arsenic, chauffés ensemble, se combinent avec tant de violence, qu'il se produit une inflammation, et il se forme un alliage semblable.

En chauffant ces alliages de tellure et d'arsenic avec du potassium, dans du gaz ammoniac, il se produit un fluide élastique, dont les quatre sixièmes sont du nitrogène, au lieu d'être de l'hydrogène pur, comme dans l'action du potassium seul. Si on dit alors que c'est le métal et non l'ammoniaque qui est décomposé, il faudra considérer (comme M. Davy l'observe) ce métal comme composé de nitrogène, et, dans d'autres cas, comme contenant de l'hydrogène : ce qui forme deux assertions entièrement contraires.

V. *Nature du Soufre, du Phosphore, et leur combinaison avec l'Hydrogène.*

D'après les expériences de M. Davy, dont nous avons donné un extrait dans le premier volume, il paroît extrême-

ment probable que le soufre et le phosphore contiennent de l'hydrogène. L'ignition intense que ces corps produisent pendant leur combustion avec le potassium, porte aussi à soupçonner qu'ils peuvent contenir de l'oxigène ; mais cette idée se trouve contrariée par la production de semblables phénomènes dans l'action du potassium sur le tellure et l'arsenic. Et la diminution du pouvoir du potassium pour décomposer l'eau après son union avec le soufre et le phosphore, n'est pas bien établie, pour fournir une preuve de la présence de l'oxigène dans ces corps. Cette idée se trouve cependant fortifiée par plusieurs analogies, et particulièrement par leur propriété de n'être pas conducteurs de l'électricité.

D'après M. Davy, 1 décimètre cube de gaz hydrogène sulfuré pèse environ 1,3495 grammes ; et comme le gaz contient exactement son volume d'hydrogène, il le fait consister en 2,27 hydrogène et 32,73 soufre ; et alors 100 parties en poids sont formées de

93,51	Soufre.
6,49	Hydrogène.
100,00	

Quand on décompose l'hydrogène sulfuré par l'électricité, il souffre une légère diminution de volume, et le soufre précipité paroit contenir un peu d'hydrogène ; mais quand on transmet au travers de ce gaz des décharges galvaniques, le soufre se précipite à l'état de pureté, sans que le gaz change de volume.

Les gaz hydrogène arseniqué et potassé sont aussi décomposés par l'électricité, sans changer de volume ; mais ni l'arsenic ni le soufre ne se séparent sous leur forme ordinaire. Le phosphore a une couleur brune, et l'arsenic est en poudre blanche ; et probablement ils contiennent de l'hydrogène. Chacun de ces gaz doit donc contenir plus de son propre volume de gaz hydrogène, probablement la moitié ou le double

de plus. M. Davy a trouvé, dans ses nouvelles expériences, que 1 décimètre cube de gaz hydrogène arseniqué pèse à peu près 0,9714 grammes, et 1 décimètre cube d'hydrogène phosphoré, environ 0,6475 grammes. Cependant M. Dalton, d'après des recherches récentes, est porté à considérer l'hydrogène phosphoré comme beaucoup plus pesant ; et il porte à 2,2684 grammes le poids de 1 décimètre cube.

VI. *Elémens du nouveau Système de Chimie de M. Dalton.*

Nous avons établi très-brièvement (vol. I, pag. 50) le principe sur lequel M. Dalton a fondé les élémens de son nouveau Système, ou de ce qu'on peut appeler *Système anatomique.* J'ai cependant dessein d'entrer dans quelques détails sur cette théorie, ou sur les analogies sur lesquelles elle est fondée, parce que l'auteur lui-même n'en a encore publié jusqu'ici qu'un extrait. Dans le second volume de son nouveau Système de philosophie chimique, qui est à peine publié maintenant, il développera, non seulement les faits qu'ils a obtenus dans ses laborieuses recherches, mais aussi la manière de raisonner à laquelle ils l'ont porté. J'ai extrait de la première partie de l'ouvrage de M. Dalton, la table des poids relatifs de plusieurs corps, avec quelques corrections résultantes de ses dernières expériences, et qu'il a bien voulu me communiquer. Pour expliquer la manière d'après laquelle il a déduit ses nombres, il est bon d'ajouter les remarques suivantes.

Supposons que deux corps élémentaires *a* et *b* forment un composé binaire, et que l'on prouve par l'expérience qu'ils s'unissent dans les proportions en poids, de 5 du premier et de 4 du second; alors, d'après l'hypothèse de M. Dalton, ils s'unissent particule à particule, et ces nombres exprimeront les poids relatifs de leurs atomes. Mais outre la combinaison atome à atome, un atome de *a* peut aussi se combiner avec 2 de *b* ou avec 3,4,5, etc. : ou inversement, 1

de *b* peut s'unir à 2 de *a*, ou avec 3,4, etc. Alors, comme il existe une série de composés, la proportion relative de leurs élémens doit être nécessairement trouvée par l'analyse de 5 de *a* à 4 de *b*, ou 5 à $(4 + 4) = 8$; ou 5 à $(4 + 4 + 4) = 12$, etc. Ou, au contraire, 4 de *b* à 5 de *a*, ou 4 à $(5 + 5) = 10$; ou 4 à $(5 + 5 + 5 =)$ 15. Il ne doit pas y avoir d'intermédiaire entre ces composés, et l'existence de quelques-uns seroit fort nuisible à cette hypothèse.

Pour vérifier ces nombres, il est bon d'examiner les combinaisons de *a* et de *b* avec une troisième substance; par exemple, de *c*. Supposons que dans le composé binaire de *a* et de *c* l'analyse démontre 5 parties du premier et 3 du dernier; alors si *c* et *b* sont aussi susceptibles de former un composé binaire, leurs proportions relatives en poids dans ce composé, doivent être de 4 de *b* et de 3 de *c*, puisque ces nombres démontrent le poids relatif de leurs atomes. C'est précisément la méthode d'après laquelle M. Dalton a déduit et vérifié les poids relatifs de l'oxigène, de l'hydrogène et du nitrogène : les deux premiers, dans la composition connue de l'eau; et les deux derniers, dans les proportions des élémens de l'ammoniaque. En étendant cette comparaison à un certain nombre d'autres corps, il a obtenu un tableau du poids négatif de leurs atomes.

D'après ce que nous venons de dire, la base de cette hypothèse doit, ou s'établir solidement, ou être renversée par le résultat de l'analyse. Les cas dans lesquels elle s'accorde avec les résultats sont assez nombreux; et, jusqu'ici, on n'en a trouvé aucun qui lui fût directement opposé. Si elle continue de se soutenir par le progrès des découvertes, son importance se fera moins ressentir pour la direction des recherches, que pour déterminer l'exactitude de nos connoissances présentes.

Poids relatifs des derniers atomes de plusieurs corps.

Hydrogène	1	Potassium	43
Nitrogène	5	Strontiane	46
Carbone	5	Barite	68
Oxigène	7	Fer	50
Phosphore	9	Zinc	56
Soufre	13	Cuivre	56
Magnésie	17	Plomb	95
Chaux	24	Argent	100
Soude	28	Platine	100
Sodium	29	Or	140
Potasse	42	Mercure	157

Composés binaires.

Un atome d'*eau* ou de *vapeur*, composé d'un atome d'oxigène et d'un d'hydrogène, retenu en contact par une forte affinité, et supposé entouré d'une atmosphère de chaleur. 8

Un atome d'*ammoniaque*, composé d'un atome de nitrogène et d'un d'hydrogène 6

Un atome de *gaz nitreux*, composé d'un atome de nitrogène et d'un d'oxigène 12

Un atome de *gaz oléfiant*, composé d'un atome de carbone et d'un d'hydrogène 6

Un atome d'*oxide carbonique*, composé d'un atome de carbone et d'un d'oxigène 12

Un atome d'*hydrogène sulfuré*, composé d'un atome de soufre et d'un d'hydrogène 14

Composés ternaires.

Un atome d'*oxide nitreux*, deux atomes de nitrogène et un d'oxigène 17

Un atome d'*acide nitrique*, un atome de nitrogène et deux d'oxigène. 19

Un atome d'*acide carbonique*, un atome de carbone et deux d'oxigène. 19

Un atome d'*hydrogène carburé*, un atome de carbone et deux d'hydrogène. 7

Composés quaternaires.

Acide oxi-nitrique. Un atome de nitrogène, + trois d'oxigène. 26

Acide sulfurique. Un atome de soufre, + trois d'oxigène. 34

Alcool. Trois atomes de carbone, + un d'hydrogène. 16

Acide nitreux. Un atome d'acide nitrique, + un de gaz nitreux. 31

Acide acétique. Deux atomes d'ammoniaque, + deux d'eau. 26

Nitrate d'ammoniaque. Un atome d'acide nitrique, + un d'ammoniaque, + un d'eau. 33

Sucre. Un atome d'alcool, + un d'acide carbonique. 35

VII. *Proportions des élémens de quelques combinaisons.*

La détermination de la composition des sels est de la plus grande importance, non seulement par les faits eux-mêmes, mais beaucoup plus pour leur emploi à plusieurs analyses, et leur influence sur la doctrine générale de la chimie. Berthier a publié dernièrement sur ce sujet quelques nouvelles expériences (1), et Bérard a publié un Mémoire très-intéressant. Le premier a examiné les muriates de barite et d'argent, et les a trouvés composés comme il suit :

(1) *Nichol. Journ.*, XXIV, pag. 334.

Le muriate de barite cristallisé consiste en

Base. . .	64
Acide. . .	21
Eau. . .	15
	100.

Le même sel, privé d'eau, est composé de

Base. . . .	75,3
Acide. . .	24,7
	100.

Le muriate d'argent consiste en

Acide. . . .	18,3
Argent. . . .	75,0
Oxigène. . .	6,7
	100.

Cette détermination s'accorde à peu près avec les dernières expériences de Gay-Lussac, citées par Bérard, c'est-à-dire

Acide. . . .	18,03
Base.	81,97

Les recherches de M. Bérard (1) furent dirigées principalement sur l'analyse des carbonates et sous-carbonates alcalins; mais il examina plusieurs autres sels dans le cours de ses recherches.

Il forma les carbonates saturés de potasse et de soude, en mêlant les solutions de leurs sous-carbonates, avec une de sous-carbonate d'ammoniaque. Il forma les sous-carbonates des mêmes alcalis en fondant leurs carbonates; procédé qui les donne toujours dans un état uniforme par rapport à la proportion de leurs élémens. Le sous-carbonate de soude, comme on le sait depuis long-temps, peut s'obtenir en cristaux, et Bérard a confirmé le fait que le sous-carbonate de

(1) Bérard, *Annales de Chimie*, LXXI, pag. 41.

potasse est aussi capable de prendre la forme régulière. Pour l'obtenir dans cet état, on calcine le sur-tartrate de potasse, on lessive et on évapore la solution au degré nécessaire pour obtenir des cristaux, que l'on sèche avec du papier brouillard. En exposant ces cristaux à un feu suffisant, on les prive entièrement d'eau, mais ils retiennent tout leur acide carbonique.

Voici les proportions des ingrédiens de cent parties de chacun des sels cristallisés :

	Acide.	Base.	Eau.
Carbonate de potasse. . .	42,01	48,92	9,07
Sous-carbonate du même..	23,83	56,17	20,0
Carbonate de soude.. . . .	49,95	29,85	20,20
Sous-carbonate du même..	13,98	23,33	62,69

En mettant à part l'eau de cristallisation, M. Bérard a donné la table suivante de la composition des sels neutres, déduite de ses propres expériences.

Sels.	Base.	Acide.	Total.
Muriate de potasse..	66,66	33,34	100
de soude.	57,00	43,00	100
Sulfate de barite.	67,70	32,30	100
de potasse..	57,24	42,76	100
de soude.	47,22	52,78	100
Nitrate de potasse..	48,64	51,36	100
Carbonate de potasse.	53,81	46,19 (1)	100
de soude..	44,38	55,62	100
Sous-carbonate de potasse.. .	70,21	29,79	100
de soude.. . .	62,53	37,47	100

VIII. *Sur la combustion de différentes espèces de Charbon ; proportion d'oxigène et de carbone dans l'acide carbonique, et combustion du gaz hydrogène.*

M. de Saussure a publié dernièrement sur ce sujet un Mé-

(1) Il y avoit, par erreur, dans l'original, 49,19.

moire qui contient des détails étendus et très-intéressans (1).

Il a trouvé que la plombagine, brûlée dans le gaz oxigène, donne seulement de l'acide carbonique et de l'oxide de fer, sans aucun mélange d'eau, ni de gaz hydrogène. Les produits de la combustion prouvent qu'elle contient 96 parties de carbone et 4 de fer, et que 100 parties d'acide carbonique contiennent entre 27,04 et 27,38 parties de carbone.

Après la plombagine, l'espèce de charbon la plus pure que M. de Saussure a examinée, fut celui qu'il obtint en faisant passer au travers d'un tube rouge l'huile essentielle de romarin. La combustion ne produisit pas d'eau, et seulement une quantité d'hydrogène carburé, si petite, qu'elle n'affecta pas l'exactitude du résultat. La composition de l'acide carbonique, déduite de cette manière, étoit de 27,11 de carbone et 72,89 d'oxigène.

La combustion de l'anthracite (stone-coal ou glance-coal) et du buis, fournirent une quantité assez grande d'eau et d'hydrogène carburé pour attester les résultats de l'expérience. Ces mêmes substances se produisirent avec le charbon qui avoit été employé pour préparer le soufre hydrogené liquide (2). On peut conclure de là que le soufre ne prive pas tout ce charbon de son hydrogène. M. de Saussure est disposé à admettre, comme M. Davy, que le soufre contient de l'oxigène et de l'hydrogène, dont il suppose le premier uni avec le carbone, tandis que le second se combine avec l'hydrogène.

Ces expériences n'altèrent pas la conclusion, que l'oxigène ne change pas de volume par sa conversion en acide carbonique; mais quand on emploie une des variétés de charbon qui contient de l'hydrogène, il se fait une petite augmentation de volume, si l'hydrogène se dégage sans avoir été brûlé; et une diminution, s'il a été combiné entièrement pendant la combustion.

(1) *Annales de Chimie*, LXXI, pag. 254; *Nichol. Journ.*, XXVI, pag. 161-300.

(2) Voyez tom. I, pag. 389.

Dans le cours de ses recherches, M. de Saussure eut occasion de faire quelques observations sur l'eudiométrie. Il trouva que l'eau de chaux et même l'eau de barite, ne sont pas propres à découvrir de petites quantités d'acide carbonique dans le gaz oxigène, parce que l'eau de la solution agit sur le gaz oxigène, dont il absorbe une petite quantité en abandonnant en même temps un peu de nitrogène. Un réactif beaucoup plus sensible, est la solution de potasse employée sur le mercure, et seulement en quantité suffisante pour en effectuer l'absorption.

M. de Saussure a trouvé, comme plusieurs autres chimistes, que l'eudiomètre de Volta n'est pas parfaitement exact. Si le gaz oxigène est en excès, on sait que le nitrogène est susceptible de former de l'acide nitrique (1). Il paroît même, d'après les expériences de M. de Saussure, qu'un excès d'hydrogène ne garantit pas de la précision de l'expérience, car dans ce cas il a découvert qu'il se forme du nitrate d'ammoniaque. L'inflammation lente du gaz hydrogène et de toutes les variétés d'hydrogène carburé, dans l'air atmosphérique, a lieu avec production de nitrate d'ammoniaque.

Enfin, M. de Saussure a ajouté l'observation suivante, qui présente le plus grand intérêt, c'est que toutes les variétés de gaz hydrogène, celles même que l'on regardoit jusqu'ici comme parfaitement pures, et qu'on obtient par la dissolution des métaux dans les acides étendus, par la décomposition de l'eau au moyen de l'électricité voltaïque, ou en faisant passer de l'ammoniaque au travers d'un tube rouge, contiennent du charbon et probablement aussi du gaz oxigène. Quand il n'y a pas assez d'oxigène, le carbone n'est pas consommé; mais alors l'hydrogène résidu contient une quantité de charbon beaucoup plus grande. L'hydrogène le plus pur que M. de Saussure ait obtenu de la combustion avec un excès d'hy-

---

(1) On peut consulter quelques bonnes remarques sur ce sujet dans le XXVe. vol. du *Journal de Nich.*, pag. 154.

drogène, contenoit une quantité d'acide carbonique égale au 0,003 de son volume.

IX. *Sur la tenacité des Métaux ductiles.*

M. Guyton Morveau a fait dernièrement, sur la tenacité des métaux, une suite d'expériences, dont les résultats ne s'accordent pas exactement avec ceux qu'il avoit obtenus autrefois. Par rapport au cuivre, au platine, à l'argent, à l'or et au fer, ses expériences s'accordent avec celles que M. Thompson a données dans son système de chimie, mais à l'égard des autres métaux il diffère beaucoup.

Un fil (de 2 millim. de diamètre) supporte avant de se rompre.

de fer	249,659 kilog.
de cuivre.	137,399
de platine.	124,690
d'argent.	85,062
d'or.	68,216
de zinc.	49,790
d'étain.	15,740
de plomb.	12,555 ou 5,623 (1)

On a généralement établi que le plomb, d'une manière contraire aux autres métaux, éprouve une diminution de pesanteur spécifique par le martellement, et M. Morveau, en répétant ces expériences, a trouvé que cette opinion est correcte. Mais en empêchant le plomb de s'échapper latéralement, en le martelant dans un fort cylindre, il a trouvé que sa densité augmente de 11,358 à 11,388.

M. Morveau a déterminé aussi, que l'eau distillée la plus pure exerce une action prompte sur le plomb; mais quand elle est contenue dans des vases de verre, et qu'alors on exclud

(1) *Annales de Chimie*, XXXI, pag. 189.

toute influence galvanique, il a trouvé que cet effet se lioit avec la présence de l'air dans l'eau, il cesse quand l'eau ne peut plus fournir d'air, et n'a pas lieu dans l'eau purgée parfaitement d'air, par une longue ébullition ou par la machine pneumatique. Cependant une chose plus singulière, et qui exige de nouvelles expériences avant d'être admise, c'est que la présence d'un sel neutre, comme les sulfates, les nitrates, les muriates, etc., et même 0,002 de sulfate de chaux, suffit pour empêcher cette action dans des vases ouverts ou fermés.

X. *Propriétés du Nickel.*

Le professeur Tourte de Berlin (1), chargé dernièrement de préparer une aiguille de nickel, pour le cabinet de minéralogie a fait une suite d'expériences sur ce métal.

Il compare la couleur du nickel, à celle de l'argent à douze deniers chauffé au rouge. Ce métal prend un poli fin, et a un éclat intermédiaire entre l'acier et le platine. Quand on le chauffe, sa couleur change en celle de bronze antique. L'intensité de cette couleur augmente un peu quand le métal est chauffé, et il se forme une petite croûte d'oxide que l'acide nitrique enlève. Chauffé dans le gaz oxigène, il brûle en donnant des étincelles.

A 12° centigrades, M. Tourte a trouvé pour 8,402 la pesanteur spécifique du nickel légèrement martellé, et 8,932, quand il l'a été fortement. Il est ductile et tenace, et peut être tiré en fils fins. On ne peut aisément le souder, parce qu'il se forme une couche d'oxide à sa surface; son pouvoir conducteur de la chaleur est supérieur à celui du zinc ou du cuivre, avec lesquels on l'a comparé.

La propriété magnétique du nickel est très-remarquable,

(1) *Annales de Chimie*, 1811

et il la conserve après avoir été allié avec une petite quantité d'arsenic. Cependant elle diminue par l'oxidation, même quand le métal n'est que légèrement terni. Chauffé au rouge à six fois différentes, sa propriété magnétique est détruite. M. Tourte considère cette propriété comme existant entièrement dans le métal, sans l'application préalable d'une substance magnétique.

L'impression de cet Ouvrage ayant été très-longue, à cause des devoirs que j'ai à remplir, je vais donner ici un court extrait des nouvelles découvertes de M. Davy, qu'il a bien voulu me communiquer. Elles sont contenues dans un Mémoire intitulé *Recherches sur l'acide oxi-muriatique, sa nature, ses combinaisons, et sur les élémens de l'acide oxi-muriatique, avec quelques expériences sur le soufre et le phosphore.*

On considéroit généralement, d'après la nouvelle nomenclature, l'acide muriatique comme un corps simple, et l'acide oxi-muriatique comme un composé du premier acide et d'oxigène; mais M. Davy avoit été porté, par ses expériences, à modifier jusqu'à un certain point cette conclusion, et à considérer l'acide muriatique comme un composé d'une certaine base avec l'eau, et l'acide oxi-muriatique comme un composé de cette même base avec l'oxigène. Mais il a été conduit depuis peu, d'après les expériences de MM. Gay-Lussac et Thenard, et d'après les siennes propres, à changer d'idée à ce sujet. Il regarde maintenant l'acide oxi-muriatique comme un corps simple ou une base indécomposée, et l'acide muriatique comme un composé de cette base avec l'hydrogène. Les faits qui forment la base de cette hypothèse, peuvent être rangés en deux classes : 1°. on sait que l'on ne peut se procurer l'acide muriatique de l'acide oxi-muriatique, sans la présence de l'hydrogène ou de quelque corps qui en fournisse; 2° quand l'acide oxi-muriatique se combine avec les métaux ou d'autres

substances oxidables, on ne peut prouver par l'examen du résultat, qu'il a fourni de l'oxigène au corps combustible.

Parmi la première classe de faits, le plus singulier est que le charbon chauffé au blanc dans l'acide oxi-muriatique n'y produit aucun changement. On peut expliquer ce fait par deux suppositions, c'est-à-dire que l'acide oxi-muriatique ne contient pas d'oxigène, ou que l'oxigène, qui entre dans sa composition, est retenu par une affinité plus forte que le charbon ne l'attire. Maintenant il y a plusieurs faits qui démontrent que dans quelques circonstances, l'affinité de l'hydrogène pour l'oxigène surpasse celle du charbon. Cette expérience ne peut donc prouver, d'une manière décisive, que l'acide oxi-muriatique ne contient pas d'oxigène. M. Davy établit dans la suite de son Mémoire, que l'on ne peut décomposer l'acide oxi-muriatique par l'électricité, fait qui confirme certainement l'idée qu'il est simple.

En examinant la nature des composés formés par l'acide oxi-muriatique et les métaux, M. Davy a porté une attention toute particulière sur le composé qui résulte de l'action de l'acide oxi-muriatique sur l'étain. Quand on met ces deux corps en contact, tout le gaz est absorbé par le métal. D'après la théorie communément adoptée, que l'oxidation d'un métal précède invariablement la solution, on devoit s'attendre à trouver un oxide d'étain dans le nouveau composé; mais cependant M. Davy, malgré les expériences les plus délicates, n'a pu le découvrir.

Quand on fait agir l'acide oxi-muriatique sur le phosphore, on devroit obtenir de l'*acide phosphoreux* ou *phosphorique*, et comme ce dernier acide est fixe à la plus forte chaleur, on peut s'attendre qu'il restera dans le produit après la calcination. Cependant M. Davy a trouvé que le nouveau composé, saturé d'ammoniaque et chauffé au rouge sans le contact de l'air, ne donne pas de produit gazeux (circonstance singulière quand on considère la volatilité de ses ingrédiens). Il observe aussi que ce résidu ne donne pas de traces d'acide

phosphoreux, à moins qu'on ne l'ait chauffé avec le contact de l'air, et qu'il n'ait subi une espèce de combustion.

Les composés appelés *sur-oxi-muriates*, et que l'on considéroit, surtout d'après les travaux de M. Chenevix, comme contenant de l'acide muriatique oxigéné, avec une dose additionnelle d'oxigène, sont, d'après la théorie de M. Davy, des composés d'acide oxi-muriatique avec les oxides métalliques. Par exemple, le sur-oxi-muriate de potasse est un oxide de potassium, saturé d'acide oxi-muriatique, ou un composé triple d'acide oxi-muriatique, de potassium et d'oxigène, tandis que le muriate de potasse est un composé de potassium métallique et d'acide oxi-muriatique.

Dans cette théorie, l'acide oxi-muriatique remplit les mêmes fonctions que l'oxigène par ses rapports électriques, et peut être rangé dans la même classe que cette base, et dans toutes les analyses de ses composés par l'électricité galvanique. L'acide oxi-muriatique se dégage au pôle positif, et l'hydrogène au pôle négatif. On ne doit pas strictement le regarder comme un acide, mais plutôt comme une espèce de principe acidifiant.

Si ces hypothèses ingénieuses (car elles doivent être regardées comme telles) viennent à être confirmées par des recherches subséquentes, elles produiront un changement dans la nomenclature actuelle de la chimie, et des modifications dans plusieurs parties de la théorie.

M. Davy a depuis peu aussi porté son attention sur l'action du potassium sur le soufre et l'hydrogène sulfuré, le phosphore et l'hydrogène phosphuré. Quand on fait agir le soufre et le potassium l'un sur l'autre dans des cornues de verre, M. Davy a trouvé qu'une partie du potassium se perd par son action sur le verre. Ceci explique pourquoi dans ses premières expériences il se dégageoit moins d'hydrogène sulfuré, d'un poids donné de potassium combiné avec le soufre, que l'on ne devoit s'y attendre d'après la quantité d'hydrogène dégagée par le métal récent. En répétant l'expérience, il

ne put acquérir de preuve, que le potassium avoit gagné de l'oxigène du soufre. Tout ce qu'il a pu démontrer, c'est la formation d'une combinaison de potassium et de soufre, dans la proportion de trois du premier et d'une du second, qui brûle en donnant du sulfate neutre de potasse. Il ne paroît pas que par l'action du potassium sur le phosphore, il se soit formé autre chose qu'un phosphure de potassium, consistant environ en trois parties de phosphure et huit de métal.

Il est remarquable que les poids des derniers atomes de plusieurs composés, déduits par M. Davy, d'après ses propres expériences, ne diffèrent que peu de ceux que M. Dalton a trouvés en calculant sur d'autres bases. On s'en convaincra par la comparaison de ces nombres avec ceux établis page 527 de ce volume.

Le poids d'un dernier atome	de potasse.	48,0
	de potassium.	40,5
	d'acide oxi-muriatique.	32,9
	d'acide muriatique. . .	33,9
	de phosphore..	16,5
	de soufre.	13,5

IIe. APPENDICE

CONSISTANT

EN DIVERSES TABLES UTILES.

No. Ier.

Correspondance entre les poids Anglois et divers autres poids et mesures.

I. POIDS ET MESURES ANGLOIS.

Poids Troy.

livre.	once.	drachmes.	scrupules.	grains.	grammes.
1 =	12 =	96 =	288 =	5760 =	372,96
	1 =	8 =	24 =	480 =	31,08
		1 =	3 =	60 =	3,885
			1 =	20 =	1,295
				1 =	0,06475.

Poids Avoirdupois.

livre.	once.	drachmes.	grains.	grammes.
1 =	16 =	256 =	7000 =	453,25
	1 =	16 =	437,5 =	28,328
		1 =	27,34375 =	1,7705.

Mesures.

gallon.	pinte.	once.	drachmes.	pouces cubes.	litres.
1 =	8 =	128 =	1024 =	231 =	3,78515
	1 =	16 =	128 =	28,875 =	0,47398
		1 =	8 =	1,8047 =	0,02957
			1 =	0,2256 =	0,00396

N. B. Le gallon de bière anglois contient 282 pouces cubes.

II. *Poids Allemands.*

71# ou grains anglois troy = 74# ou grains allemands des poids des apothicaires.

1 poids médicinal de Nuremberg	=	$7^{dr.}$	$2^{sc.}$	$9^{gr.}$	anglois.
1 marc de Cologne	=	7	2	4	anglois troy.

III. *Poids Flamands.*

1# flamande	=	1#	$3^{onc.}$	$16^{dr.}$	$7^{gr.}$	anglois troy.

797 $\frac{1}{2}$# flamandes = 1038# angloises troy.

IV. *Poids et mesures Suédois employés par Bergman et Scheele.*

La livre suédoise qui se divise comme la livre pharmaceutique ou la livre troy angloise, pèse 6556 grains troy.

La kanne d'eau pure pèse, d'après Bergman, 42250 grains suédois, et occupe 100 pouces cubes suédois. De là la kanne d'eau pure pèse 48088,719444 grains anglois troy, ou est égale à 189,9418 pouces cubes anglois, et le pouce suédois longitudinal égale 1,238435 pouces anglois en longueur.

D'après ces bases on déduit les règles suivantes :

1. Pour réduire les pouces, longueur suédoise, aux pouces anglois, multipliez par 1,2384, ou divisez par 0,80747.

2. Pour réduire les pouces cubes suédois aux pouces anglois, multipliez par 1,2384, ou divisez par 0,80747.

3. Pour réduire la livre, l'once, le drachme, le scrupule ou le grain suédois, en poids correspondans anglois troy, multipliez par 1, 1382, ou divisez par 8786.

4. Pour réduire les kannes suédoises aux pintes de vin angloises, multipliez par 0,1520207, ou divisez par 6,57805.

5. Pour réduire les kannes suédoises aux gallons de vins anglois, multipliez par 82225, ou divisez par 1,216.

6. Le lod, poids employé quelquefois par Bergman, est la 32[e]. partie de la livre suédoise, de 16 onces, et la 24[e]. partie de la livre de 12 onces. Par conséquent pour la réduire à la livre angloise troy, multipliez par o3557, ou divisez par 28,1156.

V. *Correspondance entre les poids et mesures anglois, avec ceux employés en France avant la révolution.*

§. I[er]. *Poids.*

La livre de Paris, poids de marc de Charlemagne, contient 9216 grains de Paris; elle est divisée en 16 onces; chaque once en 8 gros; chaque gros en 72 grains; elle est égale à 7561 grains anglois troy.

La livre angloise troy de 12 onces, contient 5760 grains anglois troy, et est égale à 7021 grains de Paris.

La livre angloise avoirdupois, de 16 onces contient 7000 grains anglois troy, et est égale à 8533 grains de Paris.

2. Pour réduire les grains de Paris en grains troy anglois, divisez par .... Pour réduire les grains anglois troy en grains de Paris, multipliez par	1.2189
Pour réduire les onces de Paris aux onces troy, divisez par .... Pour réduire les onces angloises troy aux onces de Paris, multipliez par	1.015734

Ou bien l'on peut faire la réduction au moyen de la table suivante :

1. *Pour réduire le poids François au poids Anglois troy.*

La livre de Paris	=	7561	grains anglois troy.
L'once........	=	472,5625	
Le gros.......	=	59,0703	
Le grain......	=	0,8204	

2. *Pour réduire le poids troy au poids de Paris.*

La livre angloise troy de 12 onces......	=	7021,0 gr.
L'once troy..........................	=	585,0883
Le drachme de 60 grains............	=	73,1354
Le penny-weight ou denier de 24 grains.	=	29,2541
Le scrupule de 20 grains.	=	24,3784
Le grain...........................	=	1,2189

3. *Pour réduire le poids avoirdupois au poids de Paris.*

La livre avoirdupois de 16 onces, ou 7000 grains troy.	=	8533,0	grains de Paris.
L'once.................	=	533,6250	

§. II. *Mesures de longueur et cubiques.*

Pour réduire le pied ou les pouces de Paris, en pied, ou l'once en poids anglois, multipliez par Pour reduire le pied ou le pouce anglois en pieds de Paris, divisez par..................	1,065977
Pour réduire le pied cube françois, ou le pouce en pied anglois, multipliez par.......... Pour le pied cube, ou le pouce anglois en pied de Paris, divisez par.................	1,211278

Ou par le moyen des tables suivantes :

4. *Pour réduire la mesure, longueur de Paris, à celle d'Angleterre.*

La toise françoise............	=	6,3945	pieds anglois.
Le pied de roi de Paris, de 12 po.	=	12,7977	pouces anglois.
Le pouce....................	=	1,0664	
La ligne, ou $\frac{1}{12}$ de pouce......	=	0,0888	
Le point, ou $\frac{1}{12}$ de la ligne......	=	0,0074	

5. *Pour réduire les mesures de longueur Angloises en mesures de France.*

Le pied anglois...	=	11,2596	pouces de Paris.
Le pouce........	=	0,9385	
Le $\frac{1}{8}$ de pouce...	=	0,1173	
Le $\frac{1}{10}$............	=	0,0938	
Le $\frac{1}{12}$............	=	0,0782	

6. *Pour réduire les mesures cubes Françoises à celles Angloises.*

Le pied cube de Paris.	=	1,211278	pieds cubes anglois.	2093,088384	pouces.
Le pouce cube.......	=	0,000700		1,211278	

7. *Pour réduire la mesure cube Angloise à celle de France* (1).

Le pied cube anglois, ou 1728 pouces cubes............	=	1427,4864	pouces cubes françois.
Le pouce cube...........	=	0,8260	
La ligne cube.............	=	0,0008	

§. III. *Mesures de capacité.*

La pinte de Paris contient 58,145 (2) pouces cubes anglois,

---

(1) Pour convertir le poids d'un pied cube françois d'une substance quelconque donnée en grains françois, en poids correspondans au pied cube anglois, en grains anglois troy, multipliez les grains françois par 0,6773181, et le produit sera le nombre de grains anglois troy contenus dans un pied cube anglois de la même substance.

(2) D'après Belidor (*Archit. hydraul.*), elle contient 31 onces 64 grains d'eau, qui donnent 58,075 pouces anglois; mais comme il y a une grande incertitude dans la détermination du poids d'une mesure cube françoise d'eau due à l'incertitude des étalons dont on fait usage, il sera préférable de s'en tenir à la mesure de M. Everard, qui fut faite sur

et la pinte de vin angloise contient 28,875 pouces cubes; ou la pinte de Paris contient 2,0171082 pintes Angloises, et la pinte Angloise contient 0,49617 pinte de Paris, de là,

Pour réduire la pinte de Paris à la pinte Angloise, multipliez par..................	2,0171082
Pour réduire la pinte Angloise en celle de Paris, divisez par....................	

Le septier de Paris, contient 7736 pouces cubes françois, ou 9370,45 pouces cubes anglois; et le muid est de 92832 pouces cubes françois, ou 112445,4 pouces cubes anglois.

---

les étalons de l'Echiquier, et aux proportions des poids anglois et françois, comme elles ont été établies par l'académie de France et la société royale.

D'après Baumé, la pinte de Paris contient 32 onces françoises d'eau, à la température de 12°30, ce qui la rend égale à 59,729 pouces anglois.

VI. ***Tables de comparaison des grains françois (poids de marc) et des grains anglois, avec les milligrammes.***

gr. franç.	gr. angl.	milligrammes.	gr. angl.	gr. franç.	milligrammes.
(1) 1	0,8203	53,11	1	1,2189	64,75
2	1,6407	106,22	2	2,4378	129,50
3	2,4611	159,34	3	3,6568	194,25
4	3,2815	212,45	4	4,8757	259,90
5	4,1019	265,57	5	6,0947	323,75
6	4,9223	318,68	6	7,3136	388,50
7	5,7427	371,80	7	8,5325	453,25
8	6,5631	424,91	8	9,7515	518,00
9	7,3835	478,03	9	10,9704	582,74
10	8,203	531,14	10	12,189	647,50
20	16,407	1062,22	20	24,378	1295,00
30	24,611	1593,44	30	36,568	1942,50
40	32,815	2124,45	40	48,735	2599,00
50	41,019	2655,57	50	60,947	3237,50
60	49,223	3186,88	60	73,136	3885,00
70	57,427	3718,03	70	85,325	4532,50
80	65,631	4249,18	80	97,515	5180,00
90	73,835	4780,33	90	109,704	5827,40
100	82,03	5311,47	100	121,89	6475,00
200	164,07	10622,95	200	243,78	12950,00
300	246,11	15934,43	300	365,68	19425,00
400	328,15	21245,91	400	487,57	25990,00
500	410,19	26557,39	500	609,47	32375,00
600	492,23	31868,87	600	731,36	38850,00
700	574,27	37180,34	700	853,25	45325,00
800	656,31	42491,82	800	975,15	51800,00
900	738,35	47803,33	900	1097,04	58274,00
1000	820,3	531147,84	1000	1218,9	64750,00
2000	1640,7	1062295,67	2000	2437,8	129500,00
3000	2461,1	1593443,51	3000	3656,8	194250,00
4000	3281,5	2124591,35	4000	4875,7	259900,00
5000	4101,0	2655739,19	5000	6094,7	323750,00
6000	4922,3	3186887,02	6000	7313,6	388500,00
7000	5742,7	3718034,86	7000	8532,5	453250,00
8000	6563,1	4249182,70	8000	9751,5	518000,00
9000	7383,5	4780330,53	9000	10970,4	582740,00
10,000	8203,0	5311478,40	10,000	12189,0	6475000,00

(1) D'après Farey (*Nich. Jour.* xxix, pag. 338), 1 grain françois = 0,8204 grains anglois; 10,000 françois = 8204 anglois.

VII. *Tables de comparaison des pouces cubes françois et anglois entre eux, et les centimètres cubes.*

POUCES CUBES françois.	POUCES CUBES anglois.	CENTIMÈTRES cubes.	POUCES CUBES anglois.	POUCES CUBES françois.	CENTIMÈTRES cubes.
1	1,2136	19,836	1	0,8239	16,386
2	2,4272	39,673	2	1,6479	32,773
3	3,6408	59,509	3	2,4719	49,159
4	4,8544	79,346	4	3,2958	65,546
5	6,0681	99,182	5	4,1198	81,932
6	7,2817	119,018	6	4,9438	98,319
7	8,4953	138,855	7	5,7677	114,705
8	9,7089	158,691	8	6,5917	131,092
9	10,9225	178,528	9	7,4157	147,478
10	12,136	198,360	10	8,239	163,860
20	24,272	396,730	20	16,479	327,730
30	36,408	595,090	30	24,719	491,590
40	48,544	793,460	40	32,958	655,460
50	60,681	991,820	50	41,198	819,320
60	72,817	1190,180	60	49,438	983,190
70	84,953	1388,550	70	57,677	1147,050
80	97,089	1586,910	80	65,917	1310,820
90	109,225	1785,280	90	74,157	1474,780
100	121,36	1983,600	100	82,39	1638,6
200	242,72	3967,300	200	164,79	3277,3
300	364,08	5950,900	300	247,19	4915,9
400	485,44	7934,600	400	329,58	6554,6
500	606,81	9918,200	500	411,98	8193,2
600	728,17	11901,800	600	494,38	9831,9
700	849,53	13885,500	700	576,77	11470,5
800	970,89	15869,100	800	659,17	13108,2
900	1092,25	17852,800	900	741,57	14747,8
1000	1213,6	19836,000	1000	823,9	16386,0
2000	2427,2	39673,000	2000	1647,9	32773,0
3000	3640,3	59609,000	3000	2471,9	49159,0
4000	4854,4	79346,000	4000	3295,8	65546,0
5000	6068,1	99182,000	5000	4119,8	81932,0
6000	7281,7	119018,000	6000	4943,8	98319,0
7000	8495,3	396730,000	7000	5767,7	114705,0
8000	9708,9	158691,000	8000	6591,7	131092,0
9000	10922,5	178528,000	9000	7415,7	147478,0
10,000	121360,0	1983600,000	1,0000	8239,0	1638600,0

VIII. *Nouveaux poids et nouvelles mesures Françoises (calculés par le docteur Duncan, le jeune).*

1. *Mesures de longueur ; le mètre étant à 0°, et le pied à*

		Pouces Anglois.		Mille.	Stade.	Lieue.	Pied.	Pouce.
Millimètre.	=	0,03937						
Centimètre.	=	0,39371						
Décimètre.	=	3,93710						
Mètre.	=	39,37100						
Décamètre.	=	393,71000	=	0	0	10	2	9,7
Hectomètre.	=	3937,10000	=	0	0	109	1	1,0
Kilomètre.	=	39371,00000	=	0	4	213	1	10,2
Myriamètre.	=	393710,00000	=	6	1	156	0	6,0

2. *Mesures de capacité.*

		Pouces cubes.		*Angloise.* Tonn.	Bari.	Gall. à vin.	Pintes.
Millilitre.	=	0,06103					
Centilitre.	=	0,61028					
Décilitre.	=	6,10280					
Litre.	=	61,02800	=	0	0	0	2,1133
Décalitre.	=	610,28000	=	0	0	2	5,1352
Hectolitre.	=	6102,80000	=	0	0	26,419	
Kilolitre.	=	61028,00000	=	1	0	12,19	
Myrialitre.	=	610280,00000	=	10	1	58,9	

3. *Mesures en poids.*

		Grains Anglois.		*Avoirdupois.* Livres.	Onces.	Drachmes.
Milligramme.	=	0,0154				
Centigramme.	=	0,1544				
Décigramme.	=	1,5444				
Gramme.	=	15,4440				
Décagramme.	=	154,4402	=	0	0	5,65
Hectogramme.	=	1544,4023	=	0	3	8,5
Kilogramme.	=	15444,0234	=	2	3	5
Myriagramme.	=	154440,2344	=	22	1	2

IX. *Réduction de l'once mesure, du docteur Priestley, en pouces cubes.*

Onces mesures.	Pouces cubes François.	Pouces cubes Anglois.	Centimètres cubes.
1	1,567	1,898	31,102
2	3,134	3,796	62,204
3	4,701	5,694	93,306
4	6,268	7,592	124,408
5	7,835	9,490	155,600
6	9,402	11,388	186,702
7	10,969	13,286	217,804
8	12,536	15,184	248,906
9	14,103	17,082	280,008
10	15,670	18,980	311,020
20	31,340	37,960	622,040
30	47,010	56,940	933,060
40	62,680	75,920	1244,080
50	78,350	94,900	1556,000
60	94,020	113,880	1867,020
70	109,690	132,860	2178,040
80	125,360	151,840	2489,060
90	141,030	170,820	2800,800
100	156,700	189,800	3110,200
1000	1567,000	1898,000	31102,000

X. *Table des poids absolus et spécifiques des gaz et des quantités de chacun, absorbées par l'eau.*

(Température, 16° centigrades; Baromètre, 760 millimètres.)

	ESPECES DE GAZ.	Poids de 1 décim. eube cu gramm.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE DE L'ÉTALON. Eau.	Air.		Millimètres de gaz absorbés par 1 décimètre eube (= 1,000 eeotimètres eubes) d'eao.	
		gr.					
	Eao.	. . .	1,000				
	Air atmosphériqoe	1,2201	1,2279	1000	S. K.	370,0	H.
GAZ SIMPLES.	Gaz oxigène	1,3381	1,35	1103	K.		
	Idem	1,3673	1,39	1127	D.	1,530	H.
	Gaz azote	1,20191	1,21	985	K.		
	Idem	1,19866	1,20	980	D.	1,610	H.
	Gaz hydrogène	0,1028	1,1031	84	K.		
GAZ COMBUSTIBLES COMPOSÉS.	—Ammooiac	0,7148	0,715	585	K.		
	Idem	0,7085	0,713	580	D.	475000,	D.
	Gaz hydrogène carburé de l'eau stagnaote	0,8131	. . .	666	Dal.	1,400	H.
	Idem de l'eau qui a passé sur du charbon en ignitioo	0,5707	. . .	468	Cr.		
	Idem de l'alcool	0,6297	. . .	516	Cr.		
	Idem de l'ether	0,7872	. . .	645	Cr.		
	Idem du charbon	0,7960	. . .	650	D.		
	Hydrogèoe phosphoré	1,0233	. . .	839	Dal.	2,140	H.
	Hydrogène sulfuré	1,3495	1,36	1142	K.	1080,	H.
	Idem	1,5023	. . .	1231	Th.		
	Gaz oléfiant	1,1091	. . .	905	Dei.	12,50	Dal.
	Vapeur de l'alcool	4,9930	. . .	2100	Dal.		
	Idem de l'éther	3,2415	. . .	2250	Dal.		
OXIDES.	Oxide carbouique	1,1308	1,185	967	Cr.	2,010	H.
	Oxide nitreux	1,9719	1,985	1615		860,	H.
	Oxide oitrique	1,4563	1,465	1193	K.	50,	H.
	Idem	1,3500	1,36	1105	D.		
GAZ ACIDES.	Acide carbonique	1,8298	1,84	1500	K.	1080,	H.
	Idem	1,7908	1,802	1470	D.		
	Acide muriatique	1,7601	1,765	1430	B.	51500,	T.
	Idem	2,3536	. . .	1929	K.		
	Aeide oitrique	2,9913	3,	2425	D.		
	Acide sulfureux	2,7636	2,75	2240	K.	33000,	T.

B. Brisson; **Cr.** Cruickshank; **D.** Davy; **Dal.** Dalton; **Dei.** Deiman; **H.** Henry; **K.** Kirwan; **S.** Shuckburgh; **T.** Thomson; **Th.** Thenard.

XII. *Tables des proportions de plusieurs composés dont les élémens sont gazeux.*

(Gay-Lussac, *Mémoires d'Arcueil*, II, pag. 253.)

SUBSTANCES.	PROPORTIONS EN VOLUMES.		PROPORTIONS EN POIDS.	
Mur. d'ammon..	100 gaz amm.	100 gaz muriat	Base. 33,35	Acid. 61,65
Carbonate neutre d'ammoniaq..	100 *idem*....	100 g. ac. carb.	*id.* 28,19	*id.* 71,81
Sous-carb. d'am.	100 *id.*....	50 *idem*....	*id.* 43,98	*id.* 56,02
Fluo-borate, *id.*.	100 *id.*....	10 gaz fluobo.		
Sous-fluo-bor. *id.*	100 *id.*....	50 *id.*....		
Eau........	100 gaz hydr.	50 gaz oxig...	oxig 86,733	hydr. 13,267
Oxide nitreux..	100 gaz nitro.	50 *id.*....	nitro. 63,72	oxig. 36,28
Gaz nitreux....	100 *id.*....	100 *id.*....	*id.* 46,757	*id.* 53,248
Acide nitrique..	100 *id.*...	200 *id.*....	*id.* 30,512	*id.* 69,688
Idem.......	200 gaz nitr...	100 *id.*....	*id.* *id.*	*id.* *id.*
Gaz ac. nitreux..	300 *id.*....	100 *id.*....	*id.* 34,507	*id.* 65,493
— Ammoniac. .	100 gaz nitro.	300 gaz hydro.	*id.* 81,525	*id.* 18,475
Acide sulfurique.	100 g. ac. sulf.	50 gaz oxig...	sulf. 42,016	*id.* 57,984
Acide sulfureux.	....	....	*id.* 52,083	*id.* 47,917
Gaz ac. oxi-mur.	300 g. ac. mu.	100 *id.*....	*id.* 77,65	*id.* 22,35
100 Ac. carbon.	100 g. oxi. car.	50 *id.*....	*id.* 27,376	*id.* 72,624
100 *id.*......	....	100 *id.*....	*id.* *id.*	*id.* *id.*
100 Ox. carbon.	50 gaz oxig..	....	*id.* 42,99	*id.* 57,01

XIII. *Règles pour réduire le volume de gaz à une hauteur barométrique et à une température moyenne.*

1. *De l'espace occupé par une quantité de gaz sous une pression donnée, conclure quel volume il doit occuper sous la moyenne barométrique ou 760 millimètres.*

On obtient ce résultat par une règle de proportion ; car la hauteur moyenne est à la hauteur observée, comme le volume observé au volume cherché. Par exemple, si nous voulons connoître quel espace occupera à la pression de 760 mil-

limètres de mercure, une quantité de gaz qui en occupe 100 à 737 millimètres,

760 : 737 :: 1000 : 969,64

Les 100 parties seront donc réduites à 969,64

2. *Pour estimer quel doit être le volume d'une quantité donnée de gaz, si on le porte à la température de* 15°.

Divisez toute la quantité de gaz par 266,6, le quotient donnera l'expansion ou la contraction pour chaque degré du thermomètre centigrade. Multipliez alors par le nombre de degrés dont le gaz excède ou est inférieur à 15°. Si la température du gaz est au-dessous de 15°, ajoutez le produit à la quantité donnée de gaz, et le reste dans le premier cas ou la somme dans le second donneront le résultat. Ainsi, pour trouver quel espace 1 décimètre cube de gaz à 10° occuperoit si sa température s'étoit élevée à 15°, divisez les 1,000 centimètres par 266,6; le quotient 3,751, multiplié par 5, donne 18,76, qui, ajouté à 1,000, donne 1018,76 pour le nombre cherché. Si la température étoit à 20°, et que nous voulussions connoître l'espace que le gaz occuperoit à 15°, nous soustrairions le même nombre 18,76 de 1000, et nous aurions 991,24 pour le nombre cherché.

3. Dans quelques cas, il est nécessaire de faire une double correction, ou d'amener le gaz *à la moyenne du thermomètre et du baromètre*. Il faut alors corriger d'abord la température, et ensuite la pression. Ainsi, quel espace 1000 centimètres cubes de gaz à 20° et 737 millimètres de pression occupent-ils à 15° et 760 millimètres ? Nous réduirons d'abord les 1,000 centim. cubes, par la seconde opération, à 991,24; et ensuite, par la première,

760 : 737 :: 991,24 : 729,53

Ou 1000 centimètres cubes occuperont seulement 729,53.

4. *Pour connoître quel doit être le poids absolu d'un volume donné de gaz à une température moyenne, d'après le poids connu d'un volume égal à une autre température.*

Trouvons d'abord, par la première opération, quel doit être son volume à la température moyenne; et alors le volume corrigé est au poids actuel, comme le volume observé au nombre cherché. Ainsi, si nous avons 1000 centim. cubes de gaz pesant 2 grammes à 10°, en élevant la température à 15°, il se dilatera à 1018,76 et

1018,76 : 2 gr. :: 1000 : 1,968 gr.

Donc 1000 centimètres cubes du même gaz à 15°, pèseront 1,968 gr.

5. *Déduire le poids absolu d'un volume donné de gaz sous la pression moyenne, de son poids connu sous une pression donnée.*

La pression observée est à la pression moyenne, comme le poids observé est au poids corrigé. Par exemple, ayant 1 décimètre cube de gaz qui pèse 2 grammes à la pression de 737 millimètres, connoître combien 1 décimètre cube du même gaz pèsera à la pression de 760

737 : 760 :: 2 gr. : 2,062

Alors 1,000 centim. cubes du même gaz, sous la pression de 760 millim., pèseront 2 gr. 062

6. Quelquefois, dans le même cas, il est nécessaire de combiner les deux derniers calculs. Par exemple, si 1 décim. cube de gaz à 10° et 737 millim. de pression pèse 2 gr., trouver combien pesera le décim. cube à 15° et 760 millim. de pression, en corrigeant la température qui réduit le poids du gaz à 1,968

737 : 760 :: 1,968 : 2,028

Donc 1,000 centim. cubes pèseront 2,028 gr.

XIV. *Pesanteurs spécifiques des substances solides et liquides* (1).

GEMMES.	Pesant. spécifiq.	PIERRES, etc.	Pesant. spécifiq.
Diamant blanc oriental.	3,5212	Jaspe brun.	2,6911
Topaze orientale.	4,0106	Granit Egyptien.	2,6541
Saphir oriental.	3,9941	Cristal de roche.	2,6530
Saphir de Bohême.	4,1888	Calcédoine brillante.	2,6640
Beryl oriental.	3,5489	Marbre de Carrara.	2,7168
Hyacinthe commune.	3,6873	Albâtre oriental.	2,7302
Emeraude du Pérou.	2,7755	Cornaline.	2,6137
Chrysolithe du Brésil.	2,6923	Ardoises communes.	2,8535
Amétiste orientale.	4,2833	Flint.	2,5941
		Agathe orientale.	2,5901
		Pierre de Portland.	2,533
PIERRES, etc.		Serpentine verte d'Italie.	2,4295
Spath pesant.	4,4300	Opale noble.	2,144
Porphyre.	2,7651	Pierre ponce.	2,9145

BASES SALIFIABLES ET SELS.

	Hassenfratz.	Kirwan.	Muschenbroech.	Newton.
Potasse.	1,7085	4,6215		
Chaux.	1,5233	2,3968	2,3700	
Magnésie.	0,3460	2,3298		
Alumine	0,8200	2,0000		
Barite.	2,3740	4,0000		
Sulfate de potasse.	2,[illegible]073	2,636	2,398	
d'alumine.	1,7109		1,7260	1,714
de zinc.	1,9120		1,9	1,712
de fer.	1,8399		1,88	
de cuivre.	2,1943	2,23		
Nitrate de potasse.	1,9369	1,933	1,901	1,900
Muriate de soude.	2,2001		2,0835	2,143
Acétate de plomb.	2,3450		2,3953	
Sur-tartrate de potasse.	1,9153		1,8745	
Sous-borate de soude.	1,7250		1,7170	1,714
Carbonate de potasse.	2,0120		2,749	
de soude.	1,3591	1,421		
d'ammoniaque.	0,9660	1,8245	1,5026	

(1) Pour la pesanteur spécifique des métaux, voyez la table des propriétés des métaux, vers la fin de l'appendice.

Suite de la table des pesanteurs spécifiques des substances solides et liquides.

	Pesant. spécifiq.
VERRES ET VITRIFICATIONS.	
Verre vert à bouteilles.	2,7325
Verre cristal de France.	2,8922
Miroir de verre françois de Saint-Gobin.	2,4882
Flint-glass anglois.	3,3203
Porcelaine de Chine.	2,3847
SUBSTANCES INFLAMMABLES.	
Soufre en canon.	1,9907
Phosphore.	1,714
Charbon de terre.	1,3292
Ambre.	1,0780
Charbon pesant.	0,441
Naphte.	0,708
Camphre	0,9887
Ammoniaque liquide.	0,8970
EAUX.	
Eau distillée.	1,000
Eau de mer.	1,0263
Eau de mer noire.	1,2403
ACIDES.	
Acide sulfurique du commerce.	1,8500
Acide sulfurique réel.	2,1250
Acide nitrique.	1,5800
Acide muriatique.	1,1940
Acide acétique concentré.	1,0626
LIQUIDES SPIRITUEUX.	
Vin de madère.	1,0382
Cidre.	1,0181
Bierre brune.	1,0338
Vin de bourgogne.	0,9915
Vin de champagne.	0,962
Eau-de-vie.	0,8371
Alcool (1).	0,8293
Ether nitrique.	0,9088
Ether acétique.	0,8664

(1) Chaussier, 0,7980

LIQUIDES SPIRITUEUX.	Pesant. spécifiq.
Ether sulfurique (2).	0,7396
Ether muriatique.	0,7296
HUILES ÉTHÉRÉES.	
Huile de canelle.	1,0439
Huile de gérofle.	1,0363
Huile de lavande.	0,8938
Huile de thérébentine.	0,8697
HUILES GRASSES.	
Huile de lin.	0,9403
Huile de pavot.	0,9288
Huile d'amandes-douces.	0,9170
Huile d'olives.	0,9153
FLUIDES ANIMAUX.	
Lait d'anesse.	1,0355
Lait de vache.	1,0324
Lait de femme.	1,0203
Urine humaine.	1,0106
GRAS ANIMAUX.	
Spermacéti.	0,9433
Beurre.	0,9423
Suif.	0,9419
Suif de mouton.	0,9235
Huile de baleine.	0,9235
Lard de cochon.	0,9568
Ivoire.	1,825
Cire d'abeilles.	0,9648
GOMMES.	
Gomme commune.	1,4817
Gomme arabique.	1,4523
Gomme adrangante.	1,3161
GOMMES RÉSINES.	
Assa fœtida.	1,3275
Scammonée de Smyrne.	1,2743
Galbanum.	1,2120

(2) Lowitz. 0,6320

Suite de la table des pesanteurs spécifiques des substances solides et liquides.

RÉSINES.	Pesant. spécifiq.	BOIS.	Pesant. spécifiq.
Gayac.	1,2289	Aubier de vieux chêne.	1,1700
Jalap.	1,2185	Olivier.	0,9270
Ammoniac.	1,2071	Murier d'Espagne.	0,8970
Benjoin.	1,0924	Bois de hêtre.	0,8520
Sandaraque.	1,0920	Bois d'if d'Espagne.	0,8070
Résine blanche.	1,0819	Bois de pommier.	0,7930
Colophane.	1,0441	Bois de prunier.	0,7850
Mastic.	1,0742	Bois d'érable.	0,7550
Copal transparente.	1,0452	Bois de cerisier.	0,7150
Résine élastique.	0,9335	Cognassier.	0,7050
SUCS ÉPAISSIS.		Bois d'orange.	0,7050
		Bois de noisetier.	0,6710
Aloes *soccotrin*.	1,3795	Bois de poirier.	0,6610
Opium.	1,3366	Cyprès d'Espagne.	0,6440
BOIS.		Pin.	0,5500
		Peuplier blanc d'Espagne.	0,5294
Bois de gayac.	1,3330	Liége.	0,2400
Buis de Hollande.	1,3280		
Buis de France.	0,912		
Ébène.	1,2090		

XV. *Règles pour calculer le poids absolu des corps, d'après leur pesanteur spécifique.*

En 1696, M. Everard balancier de l'échiquier, pesa, devant la commission de la Chambre des communes, au pied étalon de l'échiquier, 2145,6 pouces cubes d'eau distillée à la température de 55° Fahrenheit, et trouva qu'elle pesoit 1131 onces 14 grains de l'étalon de l'échiquier. La balance trébuchoit à 6 grains, lorsque chaque plateau étoit chargé de 30 livres. De là, en supposant que la livre avoirdupois pèse 7000 grains troy, un pied cube d'eau pèsera 62 ½ livres avoirdupois, ou 1000 onces avoirdupois, valant 106 grains troy. Et alors on dit que la pesanteur spécifique de l'eau est de 1000, et la pesanteur spécifique de tous les autres corps est exprimée à peu près par le nombre d'onces avoirdupois dans un pied cube. Ou plus exactement, en supposant que la pe-

santeur spécifique de l'eau soit exprimée par 1, tous les autres corps seront en nombres proportionnels; et comme le pied cube d'eau pèse exactement, à la température moyenne, 437489,4 grains troy, et le pouce cube d'eau 253,175 grains, on peut trouver le poids absolu d'un pied ou d'un pouce cubes, d'un corps en grains troy, en multipliant respectivement leur pesanteur spécifique, par l'un des nombres ci-dessus.

D'après les expériences d'Everard, et les proportions des pieds anglois et françois, comme elles ont été établies par la société royale et l'académie des sciences de Paris, on trouve les nombres suivans :

Grains de Paris en un pied cube d'eau de Paris..... =	645511
Grains anglois en pied cube d'eau de Paris. . . . =	529922
Grains de Paris en pied cube d'eau d'Angleterre. =	533247
Grains anglois en pied cube auglois d'eau.. . . =	437489,4
Grains anglois en pouces cubes, un pouce cube d'eau Anglois. . . . . =	253,175
D'après une expérience de Picard, avec la mesure et le poids du chatelet, le pied cube d'eau de Paris, contient en grains de Paris. . . . . . =	641326
Dans une expérience de Duhamel, faite avec le plus grand soin. . . . . =	641376
D'après Homberg. . . . . =	641666

Ce tableau présente quelques incertitudes dans les mesures et les poids; mais on peut compter sur les expériences d'Everard, à cause de la comparaison du pied d'Angleterre, et de celui de France, qui est due aux travaux de la société royale de Londres, et de l'académie des sciences de Paris; il s'accorde à peu près avec le poids que donne Lavoisier, de 70 livres de Paris (34,265 kilogrammes), pour le pied cube d'eau (1).

(1) La commission des poids et mesures a trouvé que 1 mètre cube d'eau distillée = 36 pouces, 11 lignes, 296 millièmes de lignes anciennes ou la dixmillionième partie du quart du méridien terrestre, à son *maximum* de densité pèse 2042 livres 14 onces 0 gros 14 grains anciens, et la millionnième partie de cette quantité = 1 centimètre cube, pèse 1 gramme, qui est l'élément de tous les poids. (*Note du traducteur.*)

XVI. *Table pour réduire les degrés de l'hydromètre de Baumé à l'étalon commun.*

Hydromètre de Baumé pour les liquides plus légers que l'eau.

(Température 12°76 centigrades, ou 10 Réaumur.)

Degrés.	Pesanteur spécifique.	Degrés.	Pesanteur spécifique.	Degrés.	Pesanteur spécifique.	Deg.	Pesanteur spécifique.
10	1,000	18	0,942	26	0,892	34	0,847
11	0,990	19	0,935	27	0,886	35	0,842
12	0,985	20	0,928	28	0,880	36	0,837
13	0,977	21	0,922	29	0,874	37	0,832
14	0,970	22	0,915	30	0,867	38	0,827
15	0,963	23	0,909	31	0,871	39	0,822
16	0,955	24	0,903	32	0,856	40	0,817
17	0,949	25	0,897	33	0,852		

Hydromètre de Baumé, pour les liquides plus pesans que l'eau.

(Température 12°76, centigrade, ou 10° Réaumur.)

Degrés.	Pesanteur spécifique.	Degrés.	Pesanteur spécifique.	Degrés.	Pesanteur spécifique.	Deg.	Pesanteur spécifique.
0	1,000	21	1,170	42	1,414	63	1,779
3	1,020	24	1,200	45	1,455	66	1,848
6	1,040	27	1,230	48	1,500	69	1,920
9	1,064	30	1,261	51	1,547	72	2,000
12	1,089	33	1,295	54	1,594		
15	1,114	36	1,333	57	1,659		
18	1,140	39	1,373	60	1,717		

XVII. *Table des pesanteurs spécifiques des mélanges d'alcool et d'eau* (1).

PARTIES CENTÉSIMALES DU MÉLANGE.	PESANTEURS SPÉCIFIQUES D'APRÈS CHAUSSIER.	PESANTEURS SPÉCIFIQUES D'APRÈS GILPIN. (dernière table.)
Alcool 100	0,7980	0,825
95	0,8165	0,83887
90	0,8340	0,85244
85	0,8485	0,86414
80	0,8620	0,87606
75	0,87525	0,88762
70	0,8880	0,89883
65	0,9005	0,90941
60	0,9120	0,91981
55	0,9230	0,92961
50	0,9334	0,93882
45	0,94265	0,94726
40	0,9514	0,95493
35	0,95865	0,96158
30	0,96535	0,96736
25	0,97035	0,97239
20	0,97605	0,97723
15	0,9815	0,98213
10	0,9866	0,98737
5	0,99335	0,99327
0	0,99835	1,00000

(1) D'après Chaussier, la pesanteur spécifique de l'alcool est de 0,798, et d'après Gilpin, de 0,825. On trouve les tables de Gilpin, dans les *Transactions Philosophiques*, pour 1794.

XVIII. *Table présentant les quantités d'acide réel dans l'acide sulfurique de diverses densités* (1).

ACIDE RÉEL dans 100 *parties* en poids.	PESANTEURS SPÉCIFIQUES.	ACIDE RÉEL dans 100 *parties* en poids.	PESANTEURS SPÉCIFIQUES.
100	Inconnue.	68	1,780
81	1,850	67	1,769
80	1,849	66	1,757
79	1,848	65	1,744
78	1,847	64	1,730
77	1,845	63	1,715
76	1,842	62	1,699
75	1,838	61	1,684
74	1,833	60	1,670
73	1,827	50	1,520
72	1,819	40	1,408
71	1,810	30	1,300
70	1,801	20	1,200
69	1,791	10	1,100

(1) Je suis redevable de cette Table, et de la XIXe., à M. Dalton, qui trouva des incertitudes dans celle de M. Kirwan, sur les quantités réelles d'acide, dans l'acide sulfurique de différentes densités, copiées dans presque tous les livres élémentaires, et même M. Dalton a trouvé que la Table de M. Davy sur la quantité d'ammoniaque dans diverses solutions de cet alcali, ne correspond pas exactement avec ses propres expériences, dont on trouve les résultats dans la table XIX.

XIX. *Table présentant les quantités d'ammoniaque pure condensée dans des solutions de différentes pesanteurs.*

PESANTEUR SPÉCIFIQUE (Eau 100.)	Millig. d'Ammoniaque dans 100 milligr. de Solution.	VOLUME DU GAZ CONDENSÉ.
	gramme	
850	1,3945971	494
860	1,2665928	456
870	1,1512590	419
880	1,0780511	382
890	0,9658229	346
900	0,888168	311
910	0,7622986	277
920	0,690537	244
930	0,6233557	211
940	0,5233557	180
950	0,4138435	147
960	0,3279081	116
970	0,316056	87
980	0,198335	57
990	0,79014	28

No. II.

Mesure des effets du calorique.

I. *Correspondance entre les différens thermomètres.*

On emploie généralement dans ce pays (Angleterre) le thermomètre de Fahrenheit; dans cet instrument l'espace entre les points de la congélation et de l'ébullition est divisé 180°, et comme on suppose que le plus grand froid possible se produit en mêlant de la neige et du muriate de soude, on a fait de ce point le zéro. D'après cela le point de la congélation devient 32°, et celui de l'ébulliton 212°. Dans le thermomètre centigrade on place le zéro au point de la congélation, et on divise l'espace jusqu'au point de l'ébullition, en 100°. Cet instrument a été employé longtemps en Suède, sous le nom de thermomètre de Celsius.

Dans le thermomètre de Réaumur, que l'on employoit autrefois en France, l'espace entre les points d'ébullition et de congélation se divise en 80°, et on place le zéro au point de la congélation.

Le pyromètre de Wedgwood est seulement en usage pour mesurer les degrés de chaleur très-élevés, son zéro correspond à 1077° du thermomètre de Fahrenheit, (531°65 cent.) et chaque degré de Wedgwood égale 130° de Fahrenheit, (54° centigrades).

Dans le thermomètre de Delisle, employé en Russie, la graduation commence au point de l'ébullition, et augmente jusqu'au point de la congélation. Le point de l'ébullition est marqué 0°, et celui de la congélation 150°.

Donc 180° F. = 100° C. = 80° R. = 150° D. = $\frac{18}{13}$ W.

1. Pour réduire les degrés centigrades à ceux de Fahrenheit, multipliez par 9 et divisez par 5, et au quotient ajoutez 32, qui donnent $\frac{C. \times 9}{5} + 32 = F.$

2. Pour réduire les degrés de Fahrenheit à ceux centigrades, $\frac{F. - 32 \times 5}{9} = C.$

3. Pour réduire les degrés de Réaumur à ceux de Fahrenheit, nous avons la formule suivante, $\frac{R. \times 9}{4} + 32 = F.$

4. Pour convertir les degrés de Fahrenheit en ceux de Réaumur; $\frac{F. - 32 \times 4}{9} = R.$

5. Pour réduire les degrés de Delisle au dessous du point d'ébullition, nous avons F. = 212 $\frac{D. \times 6}{5}$. Pour réduire ceux au-dessus du point d'ébullition, F. = 212 + $\frac{D. \times 6}{5}$.

6. Et inversement, pour réduire les degrés de Fahrenheit à ceux de Delisle, au dessous du point de l'ébullition $\frac{1060 - 5 F.}{6}$ = D.; au-dessus du point d'ébullition $\frac{F. \times 5 - 1060}{6}$ = D.

7. Pour réduire les degrés de Wedgwood à ceux de Fahrenheit, nous avons W. × 130 + 1077 = F.

8. Inversement, pour réduire les degrés Fahrenheit à ceux de Wegdwood, F. − $\frac{1077}{130}$ = W.

Table présentant la correspondance entre les degrés de l'échelle du thermomètre de Fahrenheit, et du thermomètre Centigrade, avec la nouvelle échelle de M. Dalton. (*Voyez* vol. 1, pag. 94.)

Echelle de Fahrenheit.	Echelle Centigrade.	Echelle de Fahrenheit, corrigée d'après l'expansion du verre.	Echelle Centigr. *Idem.*	Intervalles vraiment égaux de température therm. Fah.	Centigrade *Idem.*
— 40,0	—40,0	. . .	. .	— 175	—115,0
— 21.12	—29,51	. . .	. .	— 68	— 51,52
— 17,06	—27,26	. . .	. .	— 58	— 48,87
— 12,96	—24,98	. . .	. .	— 48	— 43,32
— 8,52	—22,51	. . .	. .	— 38	— 37,77
— 3,72	—19,44	. . .	. .	— 28	— 32,22
+ 1,34	—17,03	. . .	. .	— 18	— 27,79
6,78	—13,46	. . .	. .	— 8	— 22,22
12,63	—10,76	. . .	. .	+ 2	— 16,67
18,74	— 7,37	. . .	. .	12	— 11,11
25,21	— 3,77	. . .	. .	22	— 5,56
32,0	0,00	32,0	0,0	32	0,0
39,1	+ 3,94	39,3	4,05	42	+ 5,56
46,6	+ 8,11	47,0	8,33	52	11,11
54,44	+12,47	55,0	12,78	62	16,67
62,55	+16,07	63,3	17,38	72	22,22
71,04	+21,69	72,0	22,22	82	27,78
73,84	+23,24	81,0	27,22	92	33,33
89,02	+31,68	90,4	33,39	102	38,33
98,49	+36,91	101,1	38,38	112	44,44
108,3	+42,39	110,0	43,33	122	50,00
118,5	+48,06	120,1	45,61	132	55,56
129,0	+53,89	130,4	54,64	142	61,11
139,9	+59,94	141,1	61,72	152	66,67
151,0	+66,11	152,6	66,67	162	72,22
162,4	+72,44	163,3	72,91	172	77,78
177,4	+80,78	175,0	79,44	182	83,33
186,5	+85,83	186,9	86,00	192	88,89
199,0	+92,78	199,0	92,88	202	94,44
212,0	+100,00	212,0	100,00	212	100,00
359,1	+181,72	. . .	. .	312	155,00
539,8	+282,11	. . .	. .	412	211,00
754,7	+401,5	. . .	. .	512	266,00
1000,0	+537,78	. . .	. .	612	325,00
1285,0	+696,11	. . .	. .	712	377,00

II. *Table des effets du Calorique*

Centigrade.	1. *Point de congélation des liquides.*
— 49°,0	Acide nitrique le plus concentré, se congèle à (Cavendish).
— 44,0	Ether et ammoniaque liquide.
— 40,0	Mercure.
— 28,50	Acide sulfurique (Thomson).
— 30,80	Acide acéteux.
— 23,89	2 Alcool, 1 eau
— 21,67	Eau-de-vie.
— 17,22	Acide sulfurique le plus concentré (Cavendish).
— 8,89	Huile de thérébentine (Macquer).
— 6,67	Vins forts.
— 5,0	Acide fluorique.
	Huile de bergamotte et de canelle.
— 3,89	Sang humain.
— 2,22	Vinaigre.
— 1,11	Lait.
0,0	Acide oxi-muriatique.
0,0	Eau.
+ 2,22	Huile d'olive.
7,78	Acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1,78 (Keir).
17,78	Huile d'anis, 10° (Thomson).
	2. *Point de fusion des solides.*
4,44	Parties égales de soufre et de phosphore.
27,78	Adipocire de muscle.
36,11	Graisse (Nicholson).
37,22	Phosphore (Pelletier).
40,0	Résine de bile.
42,78	Cire de myrte (Cadet).
44,44	Spermacéti (Bostock).
52,78	Suif (Nicholson) 33,33 (Thomson).
65,0	Cire d'abeilles.
62,78	Ambre gris (Bouillon-Lagrange).
68,33	Cire blanche.
100,0	Bismuth 5 parties, étain 3, plomb 2.
113,0	Soufre (Hope) 100, (Fourcroy) 85, (Kirwan).
113,55	Adipocire de calculs biliaires (Fourcroy).
140,0	Etain et bismuth parties égales.
151,50	Camphre.

Centigr.	Wedg.	
229,55		Etain 3, plomb 2, ou étain 2, et bismuth 1.
296,0		Etain (Chrichton) 279,50 (Irvine)
306,0		Etain 1, plomb 4.
314,55		Bismuth (Irvine).
396,0		Plomb (Chrichton) 386, (Irvine) 356, (Newton).
445,0		Zinc.
507,0		Antimoine.
2098,0	21	Bronze.
2530,0	27	Cuivre.
2602,0	28	Argent.
2891,0	32	Or.
9969,0	130	Cobalt.
11411,0	150	Nickel.
11702,0	154	Les écailles se ramollissent.
12002,0	158	Fer.
12136,0	160	Manganèse.
12858,0	+170	Platine, tungstène, molybdène, urane, titane, etc.
		3. *Solides et liquides volatilisés.*
37,0		L'éther bout.
60,0		L'ammoniaque liquide bout.
63,0		Le camphre se sublime (Venturi).
77,0		Le soufre s'évapore (Kirwan).
80,0		L'alcool bout 78, (Black).
100,0		L'eau et les huiles essentielles bouillent.
104,0		Le phosphore se distille (Pelletier).
111,0		Le muriate de chaux bout (Dalton).
117,55		L'acide nitreux bout.
121,0		L'acide nitrique bout.
140,0		L'oxide blanc d'arsenic se sublime.
356,0		L'arsenic métallique se sublime.
363,55		Le phosphore bout.
367,0		L'huile de thérébentine bout, environ 100° (Dalton).
372,55		Le soufre bout.
383,55		L'acide sulfurique bout, (Dalton) 359 (Black).
389,0		L'huile de lin bout, le soufre se sublime (Davy).
423,0		Le mercure bout (Dalton) 414, (Secondat) 389, (Black) 429, (Irvine).
		4. *Effets mélangés de la chaleur.*
—71,0		Froid le plus grand que M. Walker ait produit.
—46,50		Froid naturel observé à la baie d'Hudson.

Centigr.	Wedg.	
−31,50		Observé à la surface de la neige à Glasgow en 1780.
−26,0		A Glasgow en 1780.
25,0		Parties égales de neige et sel.
+ 6,11		Le phosphore brûle lentement.
15,0		La fermentation vineuse cesse.
de 18,89		A 57°,22, la putréfaction animale arrive.
de 23,89		A 26,67, la plus grande chaleur dans ce pays (Angleterre).
25,0		La fermentation vineuse rapide a lieu, ce qui développe de l'acide acétique.
26,67		Le phosphore brûle dans l'oxigène 40, (Gothling).
31,0		L'acidification a lieu.
de 35,0		A 37° température des animaux.
41,67		Chaleur de la fièvre.
50,0		Le phosphore brûle vivement (Fourcroy) 64, Thomson).
73,0		L'albumine se congèle à 68° (Black).
207,0		Le soufre brûle lentement.
409,0		Chaleur la plus considérable produite par l'ignition du fer dans l'obscurité.
502,0		L'hydrogène brûle 555° (Thomson).
503,0		Charbon brûle (Thomson).
565,0		Fer rouge dans l'obscurité.
652,0	1	Fer rouge à la lumière du jour.
725,0	2	Gaz azote brûle.
1013,0	6	L'émail coloré brûle.
1591,0	14	Le diamant brûle (Makensie), 30 W = 2771 centigr. (Morveau).
3469,0	40	La faïence cuit.
4691,0	57	Chaleur à travailler le verre à glace.
5636,0	70	Fourneau pour le flint-glass.
6791,0	86	Faïence colorée cuite à.
7369,0	94	La porcelaine de Worcester se vitrifie.
7947,0	102	La terre à pipe cuit.
8163,0	105	La porcelaine de Chelsea cuit à.
8669,0	112	La porcelaine de Derby.
8813,0	114	Chaleur la plus grande du fourneau de flint-glass.
8875,0	121	La porcelaine se vitrifie à
9319,0	124	Chaleur la plus grande de la glace.
9608,0	125	Forge de Smith.
11411,0	150	Creuset de Hesse, fond.
13941,0	185	Chaleur la plus grande que l'on ait observée.

III. Table de la vapeur à différentes températures.

(Bettancourt, Architecture Hydraulique de Prony).

TEMPÉRATURE, Thermomètre de Réaumur.	FORCE EXPANSIVE éprouvée.
0	0,00
10	0,15
20	0,65
30	1,52
40	2,92
50	5,35
60	9,95
70	16,80
80	28,00
90	46,40.
100	71,80

M. Dalton a publié dans le 5e. volume des mémoires de de la société de Manchester, la table suivante, de la force de la vapeur pour chaque degré du thermomètre centigrade. Les nombres au-dessous de 100, ont été obtenus par l'expérience, et les autres par le calcul. Cependant M. Bettancourt assure qu'il a obtenu les résultats ci-dessus par expérience.

Table de la force de la Vapeur de l'Eau dans chaque température, depuis celle de la congélation du Mercure à − 40° Fahrenheit = − 40° centigrades, et + 325° Fahrenheit = + 163°33 centigrades.

Température Fahr.	Température Centig.	Force de la vapeur en mill. de merc.	Température Fahr.	Température Centig	Force de la vapeur en mill. de merc.	Température Fahr.	Température Centigr.	Force de la vapeur en mill. de merc.
−40°	−40°	0,262	30	−1,11°	4,587	64°	17,78°	13,964
−30	−34,44	0,508	31	−0,55	4,825	65	18,33	15,500
−20	−28,88	0,762	32	0,0	5,080	66	18,89	16,000
−10	−23,33	1,093	33	+0,55	5,097	67	19,44	16,630
0	−17,77	1,535	34	1,11	5,116	68	20,0	17,034
+ 1	−17,22	1,539	35	1,66	5,603	69	20,56	17,730
2	−16,66	1,545	36	2,22	5,801	70	21,11	17,973
3	−16,11	1,640	37	2,77	6,020	71	21,67	18,558
4	−15,55	1,715	38	3,33	6,222	72	22,22	18,942
5	−15,0	1,795	39	3,88	6,452	73	22,78	19,216
6	−14,44	1,876	40	4,44	6,680	74	23,33	20,903
7	−13,88	2,133	41	5,0	6,934	75	23,89	22,272
8	−13,33	2,159	42	5,55	7,112	76	24,44	22,352
9	−12,77	2,220	43	6,11	7,468	77	25,0	23,113
10	−12,22	2,286	44	6,66	7,632	78	25,56	23,876
11	−11,66	2,296	45	7,22	7,930	79	26,11	23,943
12	−11,11	2,363	46	7,77	8,149	80	26,67	25,400
13	−10,55	2,438	47	8,33	8,382	81	27,22	26,416
14	−10,0	2,540	48	8,88	8,916	82	27,78	27,178
15	− 9,44	2,550	49	9,44	9,220	83	28,33	27,940
16	− 8,88	2,556	50	10,0	9,400	84	28,89	28,955
17	− 8,33	2,616	51	10,56	9,855	85	29,44	29,718
18	− 7,77	3,047	52	11,11	10,186	86	30,0	30,880
19	− 7,22	3,149	53	11,67	10,220	87	30,56	31,506
20	− 6,66	3,276	54	12,22	10,691	88	31,11	32,512
21	− 6,11	3,303	55	12,78	11,253	89	31,67	33,772
22	− 5,55	3,530	56	13,33	11,451	90	32,22	34,534
23	− 5,0	3,555	57	13,89	12,030	91	32,78	36,560
24	− 4,44	3,566	58	14,44	12,396	92	33,33	37,676
25	− 3,88	3,809	59	15,0	12,778	93	33,89	38,591
26	− 3,33	3,825	60	15,56	12,889	94	34,44	38,861
27	− 2,77	4,120	61	16,11	13,219	95	35,0	40,132
28	− 2,22	4,272	62	16,67	13,224	96	35,56	40,640
29	− 1,66	4,386	63	17,22	13,682	97	36,11	42,672

Suite de la Table de la force de la vapeur de l'eau.

Température		Force de la vapeur en millim. de merc.	Température		Force de la vapeur en millim. de merc.	Température		Force de la vapeur en millim. de merc.
Fah.	Centig.		Fah.	Centigr.		Fah.	Centigr.	
98°	36°,67	43,196	138°	58°,89	138,28	178°	81°,11	368,81
99	37,22	45,720	139	59,44	141,49	179	81,67	383,62
100	37,78	47,244	140	60,0	145,90	180	82,22	384,71
101	38,33	49,840	141	60,56	149,86	181	82,78	398,60
102	38,89	50,292	142	61,11	153,67	182	83,33	402,75
103	39,44	51,301	143	61,67	157,51	183	83,89	414,82
104	40,0	52,993	144	62,22	160,04	184	84,44	422,90
105	40,56	54,771	145	62,78	164,87	185	85,0	441,80
106	41,11	56,006	146	63,33	168,18	186	85,56	457,96
107	41,67	58,027	147	63,89	172,90	187	86,11	462,12
108	42,22	59,105	148	64,44	179,07	188	86,67	464,28
109	42,78	61,831	149	65,0	183,65	189	87,22	472,44
110	43,33	64,261	150	65,56	188,47	190	87,78	484,60
111	43,89	66,039	151	66,11	193,30	191	88,33	495,29
112	44,44	68,071	152	66,67	198,38	192	88,89	506,45
113	45,0	68,739	153	67,22	205,74	193	89,44	516,12
114	45,56	71,221	154	67,78	208,28	194	90,0	535,67
115	46,11	74,261	155	68,33	213,36	195	90,56	538,97
116	46,67	76,219	156	68,89	218,44	196	91,11	550,16
117	47,22	76,439	157	69,44	226,08	197	91,67	566,60
118	47,78	78,899	158	70,0	233,68	198	92,22	578,30
119	48,33	81,410	159	70,56	238,76	199	92,78	586,87
120	48,89	84,589	160	71,11	244,99	200	93,33	599,53
121	49,44	86,889	161	71,67	246,97	201	93,89	612,18
122	50,0	88,889	162	72,22	250,72	202	94,44	625,40
123	50,56	91,181	163	72,78	256,66	203	95,0	637,53
124	51,11	93,725	164	73,33	260,65	204	95,56	650,40
125	51,67	96,268	165	73,89	269,45	205	96,11	663,02
126	52,22	98,804	166	74,44	277,0	206	96,67	675,77
127	52,78	101,60	167	75,0	284,60	207	97,22	690,87
128	53,33	106,89	168	75,56	292,20	208	97,78	704,68
129	53,89	107,19	169	76,11	301,48	209	98,33	718,46
130	54,44	109,33	170	76,67	307,82	210	98,89	731,61
131	55,0	113,54	171	77,22	315,72	211	99,44	746,97
132	55,56	116,84	172	77,78	323,34	212	100,0	761,99
133	56,11	120,15	173	78,33	330,71	213	100,56	763,52
134	56,67	124,45	174	78,89	339,33	214	101,11	769,86
135	57,22	126,11	175	79,44	345,95	215	101,67	789,41
136	57,78	129,65	176	80,0	352,87	216	102,22	813,82
137	58,33	132,31	177	80,56	361,21	217	102,78	840,48

Suite de la Table de la force de la vapeur de l'eau.

Température		Force de la vapeur en millim. de merc.	Température		Force de la vapeur en millim. de merc.	Température		Force de la vapeur en millim. de merc.
Fah.	Centigr.		Fah.	Centigr.		Fah.	Centigr.	
°	°		°	°		°	°	
218	103,33	855,47	254	123,33	1581,18	290	143,33	2565,87
219	103,89	871,44	255	123,89	1599,36	291	143,89	2572,49
220	104,41	888,83	256	124,44	1605,50	292	144,44	2591,92
221	105,0	905,98	257	125,0	1618,67	293	145,0	2617,78
222	105,56	920,63	258	125,56	1652,97	294	145,56	2643,61
223	106,11	936,74	259	126,11	1695,42	295	146,11	2669,44
224	106,67	941,13	260	126,67	1719,33	296	146,67	2721,33
225	107,22	956,97	261	127,22	1745,47	297	147,22	2751,05
226	107,78	987,78	262	127,78	1770,87	298	147,78	2769,85
227	108,33	990,66	263	128,33	1796,52	299	148,33	2795,60
228	108,89	1023,37	264	128,89	1821,26	300	148,89	2821,66
229	109,44	1041,89	265	129,44	1846,72	301	149,44	2847,16
230	110,0	1066,46	266	130,0	1872,14	302	150,0	2898,24
231	110,56	1081,78	267	130,56	1897,58	303	150,56	2934,18
232	111,11	1093,19	268	131,11	1907,02	304	151,11	2959,07
233	111,67	1117,59	269	131,67	1925,30	305	151,67	2973,50
234	112,22	1135,58	270	132,22	1977,37	306	152,22	3000,73
235	112,78	1155,90	271	132,78	2003,19	307	152,78	3055,69
236	113,33	1176,04	272	133,33	2020,46	308	153,33	3078,45
237	113,89	1203,99	273	133,89	2056,88	309	153,89	3109,17
238	114,44	1224,27	274	134,44	2085,32	310	154,44	3140,16
239	115,0	1239,61	275	135,0	2111,49	311	155,0	3167,09
240	115,56	1260,01	276	135,56	2142,47	312	155,56	3177,12
241	116,11	1282,69	277	136,11	2160,13	313	156,11	3225,76
242	116,67	1303,11	278	136,67	2185,65	314	156,67	3254,98
243	117,22	1313,54	279	137,22	2201,19	315	157,22	3283,93
244	117,78	1347,70	280	137,78	2257,09	316	157,78	3303,74
245	118,33	1368,64	281	138,33	2262,80	317	158,33	3328,84
246	118,89	1387,04	282	138,89	2288,49	318	158,89	3343,60
247	119,44	1410,71	283	139,44	2339,57	319	159,44	3379,35
248	120,0	1433,05	284	140,0	2370,56	320	160,0	3428,96
249	120,56	1455,66	285	140,56	2396,46	321	160,56	3455,03
250	121,11	1478,36	286	141,11	2414,29	322	161,11	3496,88
251	121,67	1500,18	287	141,67	2440,0	323	161,67	3506,83
252	122,22	1525,26	288	142,22	2463,77	324	162,22	3532,06
253	122,78	1549,38	289	142,78	2532,39	325	162,78	3733,76

IV. *Table de l'expansion de l'Air par la chaleur.*

(Communiquée par M. Dalton.)

Fahr.	Centigr.		Fahr.	Centigr.		Fahr.	Centigr.	
°	°		°	°		°	°	
32	0,	1000	59	15,59	1064	86	30,0	1123
33	0,56	1002	60	15,56	1066	87	30,56	1125
34	1,11	1004	61	16,11	1069	88	31,11	1128
35	1,67	1007	62	16,67	1071	89	31,67	1130
36	2,22	1009	63	17,22	1073	90	32,22	1132
37	2,78	1012	64	17,78	1075	91	32,78	1134
38	3,33	1015	65	18,33	1077	92	33,33	1136
39	3,89	1018	66	18,89	1080	93	33,89	1138
40	4,44	1021	67	19,44	1082	94	34,44	1140
41	5,0	1023	68	20,0	1084	95	35,0	1142
42	5,56	1025	69	20,56	1087	96	35,56	1144
43	6,11	1027	70	21,11	1089	97	36,11	1146
44	6,67	1030	71	21,67	1091	98	36,67	1148
45	7,22	1032	72	22,22	1093	99	37,22	1150
46	7,78	1034	73	22,78	1095	100	37,78	1152
47	8,33	1036	74	23,33	1097	110	43,33	1173
48	8,89	1038	75	23,89	1099	120	48,89	1194
49	9,44	1040	76	24,44	1101	130	54,44	1215
50	10,0	1043	77	25,0	1104	140	60,0	1235
51	10,56	1045	78	25,56	1106	150	65,56	1255
52	11,11	1047	79	26,11	1108	160	71,11	1275
53	11,67	1050	80	26,67	1110	170	76,67	1295
54	12,22	1052	81	27,22	1112	180	82,22	1315
55	12,78	1055	82	27,78	1114	190	87,78	1334
56	13,33	1057	83	28,33	1116	200	93,33	1354
57	13,89	1059	84	28,89	1118	210	98,89	1372
58	14,44	1062	85	29,44	1121	212	100,0	1376

VII. *Table de l'expansion des solides par la chaleur.*

Températ.	Platine. (2)	Antimoine.	Acier.	Fer.	Fonte de fer.	Bismuth.
0° cen.	120000	120000	120000	120000	120000	120000
100	120104	120150	120147	. . .	. . .	120167
Chaleur blanche (1)	. . . .	. . . .	123428	121500	122571	
	Cuivre.	**Cuivre fondu.**	**Fil de laiton.**	**Etain.**	**Plomb.**	**Zinc.**
0°	120000	120000	120000	120000	120000	120000
100	120204	120225	120232	120298	120344	120355
	Zinc martelé.	**Zinc. 8 Etain. 1**	**Plomb. 2 Etain. 1**	**Cuivre. 2 Etain. 1**	**Etain travaillé.**	**Cuivre. o Etain. (3) 1**
0°	120000	120000	120000	120000	120000	120000
100	120873	120323	120301	120247	120274	120218

Expansion du verre.

Température.	Volume.	Température.	Volume.	Température.	Volume.
0° cent.	100000	37° cent.	100023	75° cent.	100056
10	100006	48	100033	87	100069
21	100014	54	100044	100	100083

(1) Rinmann. (2) Borda.

(3) Le métal dont on donne ici l'expansion étoit un alliage composé de trois parties de cuivre et une d'étain. Les figures, dans quelques-unes des colones précédentes, doivent être entendues de la même manière. Ainsi, dans la dernière colonne, le métal consiste en deux parties de cuivre alliée avec une de zinc.

VIII. *Tables présentant tous les mélanges frigorifiques contenus dans le mémoire de M. Walker, 1808.*

(Communiquées par M. Walker.)

1. *Mélanges frigorifiques qui ont le pouvoir de produire, sans l'aide de la glace, un froid suffisant pour des expériences, dans toutes les parties de la terre, et dans toutes saisons.*

Mélanges frigorifiques sans glace.

MÉLANGE.	Parties.	ABAISSEMENT du Thermomètre.	DEGRÉS de froid produits.
Muriate d'ammoniaque. Nitrate de potasse..... Eau................	5 5 16	de + 10° à — 12°22	22,22
Muriate d'ammoniaque. Nitrate de potasse..... Sulfate de soude...... Eau................	5 5 8 16	de + 10° à — 15°55	25,55
Nitrate d'ammoniaque.. Eau................	1 1	de + 10° à — 15°55	25,55
Nitrate d'ammoniaque.. Carbonate de soude.... Eau................	1 1 1	de + 10° à — 13°89	23,89
Sulfate de soude...... Acide nitrique étendu...	3 2	de + 10° à — 16°11	26,11
Sulfate de soude...... Muriate d'ammoniaque. Nitrate de potasse..... Acide nitrique étendu..	6 4 2 4	de + 10° à — 12°22	22,22
Sulfate de soude...... Nitrate d'ammoniaque.. Acide nitrique étendu..	6 5 4	de + 10° à — 25°56	35,56
Phosphate de soude.... Acide nitrique étendu...	9 4	de + 10° à — 24°44	34,44
Phosphate de soude.... Nitrate d'ammoniaque... Acide nitrique étendu..	9 6 4	de + 10° à — 29°44	39,44
Sulfate de soude....... Acide muriatique......	8 5	de + 10° à — 17°78	27,78
Sulfate de soude...... Acide sulfurique étendu.	5 4	de + 10° à — 16°11	26,11

N. B. Si on mêle les matières à une température plus élevée que celle exprimée dans la Table, l'effet sera proportionellement plus grand; ainsi quand on fait le plus fort de ces mélanges quand l'air est à + 29, le thermomètre descendra jusqu'à 16°67.

2. ***Table consistant en mélanges frigorifiques, composés de glace, avec des sels et des acides.***

Mélanges frigorifiques avec la glace.

MÉLANGES.	Parties.	ABAISSEMENT du thermomètre.	DEGRÉS de froid produits.
Neige, ou glace pilée... Muriate de soude......	2 1	D'une température quelconque. à — 15°.	
Neige ou glace pilée... Muriate de soude..... Muriate d'ammoniaque.	5 2 1	*Idem.* à — 24°44	
Neige ou glace pilée... Muriate de soude...... Muriate d'ammoniaque. Nitrate de potasse.....	24 10 5 5	*Idem.* à — 27°77	
Neige ou glace pilée... Nitrate de soude...... Nitrate d'ammoniaque..	12 5 5	*Idem.* à — 31°66	
Neige.............. Acide sulfurique étendu.	3 2	de 0° à — 30°	30
Neige............... Acide muriatique......	8 5	de 0° à — 32°77	32,77
Neige............... Acide nitrique étendu..	7 4	de 0° à — 34°44	34,44
Neige............... Muriate de chaux.....	4 5	de 0° à — 40°00	40
Neige............... Muriate de chaux cristal.	2 3	de 0° à — 45°55	45,55
Neige............... Potasse.............	3 4	de 0° à — 46°11	46,11

N. B. La raison pour laquelle les quatre premières cases de la dernière colonne de cette Table restent en blanc, est que le thermomètre s'abaisse dans ces mélanges au degré mentionné dans la colonne précédente, et jamais audessous, quelle que puisse être la température des matières employées.

3. ***Table de mélanges frigorifiques choisis dans les Tables précédentes, et combinés de manière à porter le froid aux degrés extrêmes.***

Combinaison de mélanges frigorifiques.

MÉLANGES.	parties.	ABAISSEMENT du thermomètre.	DEGRÉS de froid produits.
Phosphate de soude.... Nitrate d'ammoniaque.. Acide nitrique étendu..	5 3 4	de — 17°78 à — 36°66	18,88
Phosphate de soude.... Nitrate d'ammoniaque.. Acide nitrique étendu..	3 2 4	de — 36°66 à — 45°55	8,89
Neige.............. Acide nitrique étendu..	3 2	de — 17°78 à — 43°33	25,55
Neige.............. Acide sulfurique étendu. Acide nitrique étendu...	8 3 3	de — 23°33 à — 49°99	26,66
Neige.............. Acide sulfurique étendu.	1 1	de — 30° à — 50°	20
Neige.............. Muriate de chaux......	3 4	de — 30° à — 44°44	14,44
Neige.............. Muriate de chaux......	4 3	de — 23°33 à — 47°77	24,44
Neige.............. Muriate de chaux......	2 3	de — 26°11 à — 55°55	29,44
Neige.............. Muriate de chaux crist..	1 2	de — 17°78 à — 54°44	36,66
Neige.............. Muriate de chaux crist..	1 3	de — 40° à — 58°33	18,33
Neige.............. Acide sulfurique étendu,	8 10	de — 55°55 à — 68°33	12,78

N. B. Les matières de la première colonne doivent être refroidies avant le mélange, à la température nécessaire, au moyen des mélanges pris dans les autres Tables.

IX. ***Table de chaleurs spécifiques, ou capacités des corps pour le calorique, extrait de la 3e édition de la chimie du docteur Thomson.***

N. B. Les corps comparés sont pris à volumes égaux, et la chaleur spécifique de l'eau égale à 1.

1. GAZ (1).

Hydrogène. . .	21,4000	(C)
Oxigène, ...	2,7490	(C)
Air commun. .	1,7900	(C)
Acide carbonique.	1,0459	(C)
Azote.	0,7036	(C)

2. EAU.

Glace.	0,9000	(K)
Eau.	1,0000	
Vapeur.	1,5500	(C)

3. SOLUTIONS SALINES.

Carbon. d'ammoni.		1,851	(C)
Sulfure *id.* (0,818).		0,994	(C)
Sulfate de magn.	1	0,844	(C)
Eau.	2		
Muriate de soude.	1	0,832	(C)
Eau.	2		
Nitrate de potas.	1	0,8167	(L)
Eau.	8		
Idem.		0,914	(I)
Nitrate de potas.	1	0,646	(K)
Eau.	3		
Muriate d'amm.	1	0,798	(K)
Eau.	1,5		
Sur-tart. de pota.	1	0,765	(K)
Eau.	273,3		

3. SOLUTIONS SALINES.

Sulfate de fer. .	1	0,734	(K)
Eau.	2,5		
Sulfate de soude.	1	0,728	(K)
Eau.	2,9		
Alun.	1	0,649	(K)
Eau.	2,9		
Acide nitrique.	$9\frac{1}{5}$	0,6189	(L)
Chaux.	1		
Solution de sucre brun.		1,086	(K)

4. ACIDES ET ALCALIS.

Acide nitrique.	pâle. . .	0,844	(K)
	(1,2989)	0,6613	(L)
		0,62	(LE)
	(1,355)	0,570	(K)
Acide muriatique. .	(1,222)	0,680	(K)
Acide Sulfurique.	(1,885)	0,758	(K)
	1,872	0,429	(K)
	Idem.	0,34	(LE)
	(1,87)	0,3345	(L)
Idem 4, eau 5. . .		0,6631	(L)
Idem 4, eau 3. . .		0,6031	(L)
Potasse (1,346). .		0,759	(K)
Ammoniaq. (0,997).		0,708	(K)

(1) (C) Crawford; (I) Irvine le jeune; (K) Kirwan; (L) Lavoisier et Laplace; (LE) Leslie; (M) Meyer; (R) Rumford; (W) Wilke.

5. LIQUIDES INFLAMMABLES.

Alcool.	0,6666	(c)
	0,64	(LE)
	0,6024	(c)
	1,086	(K)
Huiles d'olives.	0,716	(K)
	0,500	(LE)
Huile de lin.	0,528	(K)
Spermacéti.	0,5000	(c)
Huile de thérébent.	0,472	(K)
Spermacéti.	0,399	(K)

6. FLUIDES ANIMAUX.

Sang artériel.	1,0300	(c)
—— veineux.	0,8928	(c)
Lait de vache.	0,9999	(c)

7. SOLIDES ANIMAUX.

Peau de bœuf avec le poil.	0,7870	(c)
Poûmon de brebis.	0,7690	(c)
Maigre de bœuf.	0,7400	(c)

8. SOLIDES VÉGÉTAUX.

Pin sauvage.	0,65	(M)
Sâpin.	0,60	(M)
Tillenl d'Europe.	0,62	(M)
Epicéa.	0,58	(M)
Pommier sauvage.	0,57	(M)
Aulne.	0,53	(M)
Chêne rouvre.	0,51	(M)
Frêne.	0,51	(M)
Poirier commun.	0,50	(M)
Riz.	0,5050	(c)
Féverolles.	0,5020	(c)
Poudre de pin.	0,5000	(c)
Pois.	0,4920	(c)
Hêtre.	0,49	(M)
Charme commun.	0,48	(M)

8. SOLIDES VÉGÉTAUX.

Bouleau.	0,48	(M)
Froment.	0,4770	(M)
Orme.	0,47	(M)
Chêne blanc.	0,45	(M)
Prunier domestiq.	0,44	(M)
Ebène du commer.	0,43	(M)
Orge.	0,4210	(c)
Charbon de terre.	0,2777	(c)
——— de bois.	0,2631	(c)
Avoine.	0,4160	(c)
Fraisil.	0,1923	(c)

9. SUBSTANCES TERREUSES, POTERIES ET VERRE.

Craie.	0,2564	(c)
Chaux vive.	0,2229	(c)
	0,2168	(L)
Cendre de charbon de terre.	0,1855	(c)
Cendre d'orme.	0,1402	(c)
Agathe.	0,195	(W)
Poterie de terre.	0,195	(K)
Cristal.	0,1929	(L)
Verre de Suède.	0,187	(W)
Flint-glass.	0,174	(K)

10. SOUFRE. . . 0,183

11. MÉTAUX.

Fer.	0,125	(K)
	0,1269	(c)
	0,126	(W)
Laiton.	0,1123	(c)
	0,116	(W)
Cuivre.	0,1111	(c)
	0,114	(W)

11. MÉTAUX.		12. OXIDES MÉTALLIQUES.	
Fer en feuilles.	0,1099 (L)	Oxide de fer.	0,320 (K)
Métal de canons.	0,1100 (R)	Rouille de fer.	0,2500 (C)
Zinc.	0,0943 (C) 0,102 (W)	*Id.* à peu près privée d'air.	0,1666 (C)
Argent.	0,082 (W)	Oxide blanc d'antimoine lavé.	0,220 (K) 0,2272 (C)
Etain.	0,068 (K) 0,0704 (L) 0,060 (W)	*Id.* à peu près privé d'air.	0,1666
Antimoine.	0,086 (K) 0,0645 (C) 0,063 (W)	Oxide de cuivre.	0,2272 (C)
Or.	0,050 (W)	Oxide de plomb et d'étain.	0,102 (K)
Plomb.	0,050 (K) 0,0352 (C) 0,042 (W)	Oxide de zinc.	0,1369 (C)
Bismuth.	0,043 (W)	Oxide d'étain. A peu près privé d'air.	0,0990 (C) 0,096 (K)
Mercure.	0,033 (K) 0,0357 (C) 0,0290 (L)	Oxide jaune de plomb.	0,0680 (C) 0,068 (K)

X. *Table de chaleurs spécifiques du nouveau systême de philosophie chimique de M. Dalton, part. I,* (1).

GAZ.	Poids égaux.	Vol. égaux.	SOLIDES.	Poids égaux.	Vol. égaux.
Hydrogène.	11,40	,002	Glace.	,90 ?	,83
Oxigène.	4,75	,006	Bois secs et autres sub-		
Air atmosphérique.	1,79	,002	stances végétales de		
Acide carbonique.	1,05	,002	45 à.	,65	
Azote.	0,79	,001	Chaux vive.	,30	
Vapeur aqueuse.	1,55	,001	Charbon de terre (1,27	,28	,36
			de bois.	,26	
LIQUIDES.			Craie.	,27	,67
			Hydrate de chaux.	,25	
Eau.	1,00	1,00	Flint glass (2,87).	,19	,55
Sang artériel.	1,03		Muriate de soude.	,23	
Lait (1,026).	,98	1,00	Soufre.	,19	
Carbonate d'amm. (1,035).	,95	,98	Fer.	,13	1,00
— de potasse. (1,30).	,75	,98	Airain.	,11	,97
Solution d'ammoni. 0,948).	1,03	,98	Cuivre.	,11	,98
Vinaigre commun (1,02).	,92	,94	Nickel.	,10	,78
Sang veineux.	,89		Zinc.	,10	,69
Solution de sel comm. (1,197)	,78	,93	Argent.	,08	,84
Solution de sucre (1,17).	,77	,90	Etain.	,07	,51
Acide citrique (1,20).	,76	,96	Antimoine.	,06	,40
idem. (1,30).	,68	,88	Or.	,05	,97
Idem. (1,36).	,63	,85	Plomb.	,04	,45
Nitrate de chaux (1,40).	,62	,87	Bismuth.	,04	,40
Ac. sulfuri. et eau, vol. égaux.	,52	,80			
Acide muriatique (1,153).	,60	,70			
— acétique (1,056).	,66	,70	Les oxides métalliques		
— sulfurique (1,844).	,35	,65	surpassent les mé-		
Alcool (0,85).	,76	,65	taux eux-mêmes,		
idem. (0,817).	,70	,57	d'après Crawford.		
Ether sulfurique (0,76).	,66	,50			
Huile de spermacéti (0,87).	,52	,45			
Mercure.	,04	,55			

(1) J'ai ajouté cette Table, quoiqu'elle ne soit en quelque sorte que la répétition de la précédente, parce que les corps qui y sont comparés sont pris en volumes égaux, aussi bien qu'en poids égaux.

N°. III.

I. *Table de solubilité de divers composés chimiques dans l'eau.*

NOMS DES SUBSTANCES.	Solubilité dans 100 parties d'eau à 15°.	à 100°.
ACIDES.		
Arsenique	150,	
Benzoïque	0,208	4,17
Boracique		2,
Camphorique	1,04	8,3
Citrique	133,	200,
Gallique	8,3	66,
Molybdique		0,1
Oxalique	50,	100,
Saccolactique	0,84	1,25
Subérique	0,69	50,
Succinique	4,	50,
Tartarique	très-soluble.	
BASES SALIFIABLES.		
Barite	5,	50,
cristallisée	57,	Illimitée.
Chaux	0,2	
Potasse	très-soluble.	
Soude	*Idem.*	
Strontiane	0,6	
Cristallisée	1,9	50,
SELS.		
Acétate d'ammoniaque	très-soluble.	
de barite	*Idem.*	
de chaux	*Idem.*	
de magnésie	*Idem.*	
de potasse	100,	
de soude	très-soluble.	
de strontiane		40,

Suite de la table de solubilité dans l'eau.

NOMS DES SUBSTANCES.	Solubilité dans 100 parties d'eau.	
	à 15°	à 100°
SELS.		
Carbonate d'ammoniaque. . .	+30,	100,
de barite.	Insoluble.	
de chaux.	*Idem.*	
de magnésie. . . .	2,	
de potasse.	25,	83,
de soude.	50,	+100,
de strontiane. . . .	Insoluble.	
Camphorate d'ammoniaque. .	1,	33,
de barite.	0,16	
de chaux.	0,5	
de potasse. . . .	33,	+ 33,
Citrate de soude.	60,	
de chaux.	Insoluble.	
Sur-oxi-muriate de barite. . .	25,	+ 25,
de mercure. .	25,	
de potasse. .	6,	40,
de soude. . .	35,	+ 35,
Muriate d'ammoniaque. . .	33,	100,
d'argent.	0, $\frac{1}{30}$	
de barite.	20,	+ 20,
de chaux.	100,	
de magnésie. . . .	100,	
de mercure.	5,	50,
de potasse.	33,	
de plomb.	4,5	
de soude.	35,42	36,16
de strontiane. . . .	150,	Illimitée.
Nitrate d'ammoniaque. . . .	50,	200,
de barite.	8,	25,
de chaux.	400,	
de magnésie.	100,	+100,
de potasse.	14,25	100,
de soude.	33,	+100,
de strontiane.	100,	200,
Oxalate de strontiane.	0, $\frac{1}{19}$	

Suite de la table de solubilité dans l'eau.

NOMS DES SUBSTANCES.	Solubilité dans 100 parties d'eau. à 15°	à 100°
SELS.		
Phosphate d'ammoniaque. . .	25,	+ 25,
de barite.	0,	0,
de chaux.	0,	0,
de magnésie. . . .	6,6	
de potasse.	très-soluble.	
de soude.	25,	50,
de strontiane. . .	0,	0,
Phosphite d'ammoniaque. . .	50,	+ 50,
de barite.	0, $\frac{1}{4}$	
de potasse.	33,	+ 33,
Sulfate d'ammoniaque. . . .	50,	
de barite.	0,002	
de chaux.	0,2	0,22
de cuivre.	25,	50,
de fer.	50,	+100,
de magnésie.	100,	133,
de plomb.	0, $\frac{1}{12}$	
de potasse.	6,25	20,
de soude.	37,	125,
de strontiane.	0,	0,02
Sulfite d'ammoniaque.	100,	
de chaux.	0,125	
de magnésie.	5,	
de potasse.	100,	
de soude.	25,	100,
Saccolate de potasse.		12,
de soude.		20,
Sous-borate de soude (borax).	8,4	16,8
Sur-sulfate d'alumine et de potasse (alun).	5,	133,
de potasse. . . .	50,	+100,
Sur-oxalate de potasse. . . .		10,
Sur-tartrate de potasse. . . .	1, $\frac{2}{3}$	3, $\frac{1}{3}$
Tartrate de potasse.	25,	
Idem et de soude. .	20,	
d'antimoine et potas.	6,6	33,

II. *Table des substances solubles dans l'Alcool.*

NOMS DES SUBSTANCES.	TEMPÉRATURE.	100 Parties d'Alcool dissolvent.
Acétate de cuivre. . . .	79° 44	7,5
de soude. . . .	*Idem.*	46,
Arseniate de potasse. . .	*id.*	3,75
de soude. . .	*id.*	1,7
Acide boracique.	*id.*	20,
Camphre.	*id.*	75,
Muriate d'ammoniaque.	*id.*	7,
d'alumine. . . .	12° 36	100,
de chaux. . . .	79° 44	100,
de cuivre. . . .	*id.*	100,
de fer.	*id.*	100,
de magnésie. . .	*id.*	547,
de mercure. . .		88,3
de Zinc.	12° 36	100,
Nitrate d'ammoniaque...	79° 44	89,2
d'alumine. . . .	12° 36	100,
d'argent.	79° 44	41,7
de chaux. . . .		125,
de cobalt. . . .	12° 36	100,
de Potasse. . . .	79° 44	2,9
Acide succinique.	*id.*	74,
Sucre rafiné.	*id.*	24 ½,
Sur-oxalate de potasse.		3,
Tartrate de potasse. . . .		0,04

Autres substances solubles dans l'Alcool.

Tous les acides, excepté les acides sulfurique, nitrique, et oxi-muriatique qui le décomposent, l'acide phosphorique, et les acides métalliques. — La potasse, la soude et l'ammoniaque sont très-solubles; les savons, les extraits, le tan, les huiles volatiles, l'adipocire, les résines, l'urée.

Substances insolubles, ou très-difficilement solubles dans l'Alcool.

Les terres, l'acide phosphorique et les acides métalliques, presque tous les sulfates et les carbonates. Les nitrates de plomb et de mercure, le muriate de plomb, d'argent et de soude, (d'après Chenevix, ce dernier sel est très-difficilement soluble,) le sous-borate de soude, les tartrates de potasse et de soude, et le sur-tartrate de potasse, les huiles fixes, la cire, l'empois, la gomme, le caoutchouc, la fibre végétale, la gélatine, l'albumine et le gluten.

III. *Table de Kirwan, présentant la composition des Sels.*

SELS.	PARTIES COMPOSANTES. BASE.	ACIDE.	EAU.	ÉTAT.
Carbonate de potasse.	41.	43,	16,	Cristallisé.
Perlasse	60,	30,	6,	Sec.
Carbonate de soude..	21,58	14,42	64,	Bien cristallisé.
— *idem*	59,86	40,05		Desséché.
— de barite	78,	22,		Naturel ou séché.
— de strontiane	69.5	30,		Naturel ou séché.
— de chaux	55,	45,		Naturel, ou artificiel séché.
— de magnésie.	25,	50,	25,	Cristallisé.
— *idem*, ordinaire.	45,	34,	21,	Séché à 25°.
Sulfate de potasse	54.8	45.2		Sec.
— de soude	18.48	23,52	58,	Bien cristallisé.
— *idem*	44.	56,		Desséché à 445°.
— d'ammoniaque	14.24	54,66	31,1	
— de barite	66,66	33,33		Naturel et pur, artificiel chauffé.
— de strontiane	58,	42.		*Idem*, *idem*.
— de chaux	32,	46,	22,	Seché a 18°.
— *idem*	35,23	50.39	14.38	Séché à 77.
— *idem*	38,81	55,84	5,35	Chauffé.
— *idem*	41,	59,		Incandescent.
— Magnésie	17,	29,35	53,65	Bien cristallisé.
— *idem*	36,68	63,32		Desséché.
Alun	12 chauffé.	17,66	51 des cristaux + 19,24 dans la terre.	Cristallisé.
— *idem*	63,75	36,25		Desséché à 445°.

Nitrate de potasse....	51,8	44, ...	4,2 de composition.	Séché à 71°.
— de soude........	40,58	53,21 . . .	6,21 de composition.	Séché à 272°.
— *idem*..........	42,34	57,55 . . .	. . . . .	Fondu.
— d'ammoniaque...	23,	57, . . .	20, ...	
— de barite.......	57,	32, . . .	11, ...	Cristallisé.
— de strontiane...	36,21	31,07 . . .	37,72	*Idem.*
— de chaux.......	32,	57,44 . . .	10,56	Bien séché à l'air.
— de magnésie.....	22,	46, . . .	22, ...	Cristallisé.
Muriate de potasse..	64,	36, . . .	. . . . .	Séché à 26°.
— de soude.......	53,	47, aqueux, 38,88 réel.	. . . . .	*Idem.*
— d'ammoniaque...	. . .	. . . . .	. . . . .	Cristallisé.
— *idem*.........	25,	42,75 . . .	32,25	Sublimé.
— de barite.......	64,	20, . . .	16, ...	Cristallisé.
— *idem*..........	76,2	23,8 . . .	. . . . .	Desséché.
— de strontiane....	40,	18, . . .	42, ...	Cristallisé.
— *idem*..........	69,	31, . . .	. . . . .	Desséché.
— de chaux........	50,	42, . . .	8, ...	Rouge.
— de magnésie.....	31,07	34,59 . . .	34,34	Sensiblement sec.

IV. *Tableau des sels qui ne peuvent se rencontrer ensemble sans se décomposer.*

Sels	ne peuvent se trouver avec
1. Sulfate d'alcalis fixes.	Nitrates de chaux et de magnésie. Muriates de chaux et de magnésie.
2. Sulfate de chaux. . . .	Alcalis. Carbonate de magnésie. Muriate de barite.
3. Alun.	Alcalis. Muriate de barite. Nitrate, muriate, carbonate de chaux. Carbonate de magnésie.
4. Sulfate de magnésie. .	Alcalis. Muriate de barite. Nitrate et muriate de chaux.
5. Sulfate de fer.	Alcalis. Muriates de barite. Carbonates terreux.
6. Muriate de barite. . .	Sulfates. Carbonates alcalins. Carbonates terreux.
7. Muriate de chaux. . .	Sulfates, excepté celui de chaux. Carbonates alcalins. Carbonates de magnésie.
8. Muriate de magnésie.	Carbonates alcalins. Sulfates alcalins.
9. Nitrate de chaux. . .	Carbonates alcalins. Carbonates de magnésie et d'alumine. Sulfates, excepté celui de chaux.

V. *Quantités d'acide réel prises par les alcalis et les terres (Kirwan).*

100 PARTIES.	ACIDES			
	Sulfurique.	Nitrique.	Muriatique	Carbonique.
Potasse......	82,48	84,96	56,3	105, à peu près.
Soude......	127,68	135,71	73,41	66,8
Ammoniaque.	383,8	247,82	171,	Variable.
Barite......	50,	56,	31,8	282.
Strontiane...	72,41	85,56	46,	43,2
Chaux......	143,	179,5	84,488	81,81
Magnésie.....	172,64	210,	111,35	200 Fourcroy.
Alumine.....	150,9			335, à peu près, Bergman.

VI. *Quantités d'alcalis et de terre prises par* **100** *parties d'acides sulfurique, nitrique, muriatique et carbonique réels saturés* (*Kirwan*).

100 parties	Potasse.	Soude.	Ammon.	Barite.	Stront.	Chaux.	Magn.
Sulfurique..	121,48	78,32	26,05	200,	138,	70,	57,92
Nitrique.. .	117,7	73,3	40,35	178,12	116,86	55,7	47,64
Muriatique..	177,6	136,2	58,48	314,46	216,21	118,3	898,
Carbonique.	95,1	149,6	« «	354,5	231,	142,	50,

VII. *Table des quantités de chaque base, nécessaires pour la saturation des différens acides.*

(Berthollet, *Statique chimique*, Ire Partie, pag. 136.)

La Table suivante, d'après M. Berthollet, est le résultat des expériences qui ont occupé Richter, et auxquelles il a apporté le plus grand soin, on peut donc lui donner une entière confiance. Un seul exemple indiquera le moyen de se servir de cette Table. Prenez dans la première colonne l'article *Potasse*, vis-à-vis duquel est placé le nombre 1605. Les nombres de l'autre colonne vous montreront la quantité d'acide nécessaire pour saturer 1605 parties de potasse, c'est-à-dire, 427 d'acide fluorique, 577 d'acide carbonique, etc. De la même manière, prenez un oxide dans la seconde colonne, par exemple, l'acide oxalique, la première colonne montrera quelle quantité de chaque base il faut pour saturer 755 parties d'acide oxalique, c'est-à-dire 525 d'alumine, 615 de manganèse, etc.

BASES.		ACIDES.	
Alumine.	525	Fluorique.	427
Magnésie.	615	Carbonique. . . .	577
Ammoniaque. . .	672	Sébacique.	706
Chaux.	793	Muriatique. . . .	712
Soude.	859	Oxalique.	755
Strontiane.	1329	Phosphorique. . .	979
Potasse.	1605	Formique.	988
Barite.	2222	Sulfurique. . . .	1000
		Succinique. . . .	1209
		Nitrique.	1405
		Acétique.	1480
		Citrique.	1563
		Tartarique. . . .	1694

No. IV.

I. *Tables présentant les propriétés principales des métaux, les proportions d'oxigène avec lesquelles ils se combinent, et la couleur de leurs oxides.*

(Extrait de deux Tables de la chimie de Thomson.)

Métaux.	Couleur.	Pesanteur spécifiq.	Point de fusion.	Nomb. des oxides.	Couleur des oxides.	Propor. d'oxigène.
Or.	Jaune.	19,361	32W.	1 2	Pourpre. Jaune.	10,
Platine.	Blanc.	23,000	+170W.	1 2	Vert. Brun.	7 ½ 0,15
Palladium.	Blanc.	11,871	+160W.	1 2	Bleu. Jaune. ?	
Rhodium.	Blanc.	+ 11	+160W.	1 2	Jaune.	
Iridium.	Blanc.		+160W.	1 2	Bleu. ? Rouge. ?	

Suite de la Table des propriétés des métaux, etc.

Métaux.	Couleur.	Pesanteur spécifiq.	Point de fusion.	Nomb. des oxides.	Couleur des oxides.	Propor. d'oxigène.
Osmium.	Bleu.			1	transparent	
Argent.	Blanc.	10,510	22W.	1 2	Olive.	12,8
Mercure.	Blanc.	13,568	39°,44 C.	1 2 3	Noir. Rouge.	5, 11,
Cuivre.	Rouge.	8,895	27W.	1 2	Rouge. Noir.	13, 25,
Fer.	Gris-bleuâtre.	7,788	158W.	1 2 3	Blanc. Noir. Rouge.	29, 31,6 45,
Etain.	Blanc.	7,299	227,77 C.	1 2	Gris. Blanc.	25, 38,8
Plomb.	Blanc-bleuâtre.	11,352	322,22 C.	1 2 3 4	Jaune. Rouge. Brun.	10,6 13,6 25,
Nickel.	Blanc.	8,666	+160W.	1 2	Vert. Noir.	28,
Zinc.	Blanc.	6,861	360 C.	1 2	Jaune. Blanc.	13,6 25,
Bismuth.	Blanc.	9,822	246,66 C.	1 2	Jaune.	12,
Antimoine.	Gris.	6,712	432,22 C.	1 2	Blanc. *idem.*	22,7 30,
Arsenic.	Blanc.	8,310	210 ? C.	1 2	Blanc. Blanc (acide)	33, 53,
Cobalt.	Blanc.	7,700	130W.	1 2 3	Bleu. Vert. Noir.	

Suite de la Table des propriétés des métaux, etc.

Métaux.	Couleur.	Pesanteur spécifiq.	Point de fusion.	Nomb. des oxides.	Couleur des oxides.	Propor. d'oxigène.
Manganèse.	Blanc.	6,850	+160W.	1 2 3	Blanc. Rouge. Noir.	25, 35, 66,6
Molybdène.	Gris.	8,600	+170W.	1 2 3 4	Brun clair. Violet. Bleu. Blanc.	 34, 50,
Tellure.	Blanc.	6,115		1 2	Blanc.	
Tungstène.	Blanc-grisâtre.	17,6	+170W.	1 2	Noir. Jaune.	 25,
Urane.	Gris.	9,000	+170W.	1 2	Noir. Jaune.	5,17 28,
Titane.	Rouge.		+170W.	1 2 3	Blanc. Rouge. Blanc.	
Chrome.	Blanc.		+170W.	1 2 3	Vert. Brun Rouge.	 200,
Columbium			+170W.		Blanc.	
Tantale.			+170W.		Blanc.	
Cérium.	Blanc.		+170W.	1 2	Blanc. Rouge.	

N. B. Les nombres de la dernière colonne expriment la quantité d'oxigène avec laquelle se combinent 100 parties de chaque métal; ainsi, pour former l'oxide noir de fer, 100 parties de ce métal se combinent avec 31,6 d'oxigène, et donnent 131,6 d'un oxide qui contient sur 100 parties 24 d'oxigène. — Dans la colonne qui présente les points de fusion, W. ajouté au nombre, exprime les degrés du pyromètre de Wedgwood, et C., ceux du thermomètre centigrade.

II. *Couleurs des précipités formés dans les solutions métalliques, par divers réactifs.*

MÉTAUX.	PRUSSIATES ALCALINS.	TEINTURE DE NOIX de Galle.	EAU SATURÉE de gaz hydrogène sulfuré.	HYDRO-SULFURES.
Or.	Blanc-jaunâtre.	La solution tourne au vert, précipité brun, d'or réduit.	Jaune.	Jaune.
Platine.	Ne précipite pas, mais est coloré en orange par le prussiate de mercure.	Vert-foncé devenant plus pâle.	Précipité à l'état métallique.	
Argent.	Blanc.	Brun-jaunâtre.	Noir.	Noir.
Mercure.	Blanc tournant au jaune.	Jaune-orange.	Noir	Brun-noirâtre.
Palladium.	Olive (1). Orange-foncé (2).		Brun-foncé.	Brun-foncé.
Rhodium.	N'est pas précipité.			N'est pas précipité.
Iridium.	N'est pas précipité. La couleur disparoît.	N'est pas précipité. La couleur de la solution disparoît.		
Osmium.		Pourpre, tournant au bleu-foncé-vif.		
Cuivre.	Brun-rouge-brunâtre.	Brunâtre.	Noir.	Noir.

(1) Chenevix. (2) Wollaston.

Suite des couleurs des précipités, etc.

MÉTAUX.	PRUSSIATES ALCALINS.	TEINTURE DE NOIX de Galle.	EAU saturée de gaz hydrogène sulfuré.	HYDRO-SULFURES.
Fer { 1 Sels verts / 2 Sels rouges	Blanc passant au bleu. / Bleu-foncé.	N'est pas précipité, devient noir.	N'est pas précipité.	Noir.
Nickel.	Vert.	Blanc-grisâtre.	N'est pas précipité.	Noir.
Etain.	Blanc.	N'est pas précipité.	Brun.	Noir.
Plomb.	Blanc.	Blanc.	Noir.	Noir.
Zinc.	Blanc.	N'est pas précipité.	Jaune.	Blanc.
Bismuth.	Blanc.	Orange.	Noir.	Noir.
Antimoine.	Blanc.	Un oxide blanc seulement.	Orange.	Orange.
Tellure.	N'est pas précipité.	Jaune.	.	Noirâtre.
Arsenic.	Blanc.	Change peu.	Jaune.	Jaune.
Cobalt.	Jaune-brunâtre.	Blanc-jaunâtre.	N'est pas précipité.	Noir.
Mangenèse.	Blanc-jaunâtre.	N'est pas précipité.	N'est pas précipité.	Blanc.

Suite des couleurs des précipités, etc.

MÉTAUX.	PRUSSIATES ALCALINS.	TEINTURE DE NOIX de Galle.	EAU SATURÉE de gaz hydrogène sulfuré.	HYDRO-SULFURES.
Chrome.	Vert.	Brun.		Vert.
Molybdène.	Brun.	Brun-foncé.	Brun.	
Urane.	Rouge-Brunâtre.	Chocolat.		Jaune-brunâtre.
Tungstène.				
Titane.	Vert-gazon, avec une teinte de brun.	Brun-rougeâtre,	N'est pas précipité.	Vert-gazon.
Columbium.	Olive.	Orange.		Chocolat.
Tantale.				
Cérium.			Jaunâtre.	Brun, devenant vert-foncé.

III. *Table présentant le maximum d'oxigène pris par différentes substances.*

COMBUSTIBLES SIMPLES.

100	Hydrogène s'unissent avec.	597,7	Oxigène.
100	Carbone.	257,	
100	Azote.	236,	
100	Acide muriatique.	194,	
100	Phosphore.	154,	
100	Soufre.	71,3	

MÉTAUX.

100	Chrome se combinent avec.	200,	Oxigène.
100	Manganèse.	66,	
100	Arsenic.	53,	
100	Fer.	45,	
100	Etain.	38,8	
100	Antimoine.	30,	
100	Zinc.	25,	
100	Cuivre.	25,	
100	Plomb.	25,	
100	Tungstène.	25,	
100	Mercure.	17,6	
100	Platine.	15,	
100	Argent.	12,8	
100	Or.	10,	

N°. V.

Table d'affinités simples (1).

OXIGÈNE.	OXIGÈNE. (2)	NITROGÈNE.	POTASSE, -- SOUDE, -- AMMONIAQUE.
Carbone.	*Affinité avec les métaux.*	Oxigène.	
Charbon.		Soufre ?	*Acides* sulfuriq
Manganèse.		Phosphore.	Nitrique.
Zinc.	Titane.	Hydrogène.	Muriatique.
Fer.	Manganèse.		Phosphorique
Etain.	Zinc.		Fluorique.
Antimoine.	Fer.	HYDROGÈNE.	Oxalique.
Hydrogène.	Etain.		Tartarique.
Phosphore.	Urane.	Oxigène.	Arsenique.
Soufre.	Molybdène.	Soufre.	Succinique.
Arsenic.	Tungstène.	Carbone.	Citrique.
Nitrogène.	Cobalt.	Phosphore.	Lactique.
Nickel.	Antimoine.	Nitrogène.	Benzoique.
Cobalt.	Nickel.		Sulfureux.
Cuivre.	Arsenic.	SOUFRE, -- PHOSPHORE ?	Acétique.
Bismuth.	Chrome.		Saccolactique
Calorique. ?	Bismuth.		Boracique.
Mercure.	Plumb.	Potasse.	Nitreux.
Argent.	Cuivre.	Soude.	Carbonique.
Acide arsenieux.	Tellure.	Fer.	Prussique.
Oxide nitrique.	Platine.	Cuivre.	Huile.
Or.	Mercure.	Etain.	Eau.
Platine.	Argent.	Plomb.	Soufre.
Oxi. carbonique.	Or.	Argent.	
Aci. muriatique.		Bismuth.	BARITE.
Oxide blanc de manganèse.	CARBONE.	Antimoine.	
	Oxigène.	Mercure.	*Acides* sulfuriq.
Oxide blauc de plomb.	Fer.	Arsenic.	Oxalique.
	Hydrogène.	Molybdène.	

(1) Il est bon d'observer que cette table n'exprime pas exactement les *affinités comparatives des corps*, mais présente simplement *l'ordre actuel de décomposition*, qui, comme Berthollet l'a démontré, peut être souvent contrarié, ainsi que l'ordre de l'affinité, par l'influence des différentes forces étrangères.

(2) Vauquelin a construit cette table d'affinités des métaux pour l'oxigène, d'après la difficulté avec laquelle leurs oxides se décomposent par la chaleur.

Suite de la table d'affinités simples.

Succinique.	Tartarique.	Nitreux.	Oxalique.
Fluorique.	Succinique.	Carbonique.	Citrique.
Phosphorique	Phosphorique	Prussique.	Acétique.
Saccolactique	Saccolactique	Soufre.	Succinique.
Nitrique.	Nitrique.	**ALUMINE.**	Prussique.
Muriatique.	Muriatique.	*Acides* Sulfuriq.	Carbonique.
Subérique.	Subérique.	Nitrique.	Ammoniaque.
Citrique.	Fluorique.	Muriatique.	**OXIDE D'ARGENT.**
Tartarique.	Arsenique.	Oxalique.	*Acides* Gallique.
Arsenique.	Lactique.	Arsenique.	Muriatique.
Lactique.	Citrique.	Fluorique.	Oxalique.
Benzoïque.	Malique.	Tartarique.	Sulfurique.
Acétique.	Benzoïque.	Succinique.	Saccolactique
Boracique.	Acétique.	Saccolactique	Phosphorique
Sulfureux.	Boracique.	Citrique.	Sulfureux.
Nitreux.	Sulfureux.	Phosphorique	Nitrique.
Carbonique.	Nitreux.	Lactique.	Arsenique.
Prussique.	Carbonique.	Benzoïque.	Fluorique.
Soufre.	Prussique.	Acétique.	Tartarique.
Phosphore.	Soufre.	Boracique.	Citrique.
Eau.	Phosphore.	Sulfureux.	Lactique.
Huiles fixes.	Eau.	Nitreux.	Succinique.
STRONTIANE.	Huiles fixes.	Carbonique.	Acétique.
Acides Sulfuriq	**MAGNÉSIE.**	Prussique.	Prussique.
Phosphorique	*Acides* Oxalique	**SILICE.**	Carbonique.
Oxalique.	Phosphorique	*Acide* Fluorique	Ammoniaque.
Tartarique.	Sulfurique.	Potasse.	**OXIDE DE MERCURE.**
Fluorique.	Fluorique.	**OXIDE DE PLATINE, — D'OR (1).**	*Acides* Gallique.
Nitrique.	Arsenique.	*Acides* Gallique.	Muriatique.
Muriatique.	Saccolactique	Muriatique.	Oxalique.
Succinique.	Succinique.	Nitrique.	Succinique.
Acétique.	Nitrique.	Sulfurique.	Arsenique.
Arsenique.	Muriatique.	Arsenique.	Phosphorique
Boracique.	Tartarique.	Fluorique.	Sulfurique.
Carbonique.	Citrique.	Tartarique.	Saccolactique
Eau.	Malique ?	Phosphorique	Tartarique.
CHAUX.	Lactique.		Citrique.
Acides Oxalique	Benzoïque.		Malique.
Sulfurique.	Acétique.		
	Boracique.		
	Sulfureux.		

(1) Il faut retrancher les acides oxalique, citrique, succinique et carbonique, et ajouter l'hydrogène sulfuré après l'ammoniaque.

Suite de la table d'affinités simples.

Sulfureux.
Nitrique.
Fluorique.
Acétique.
Benzoïque.
Boracique.
Prussique.
Carbonique.

OXIDE DE PLOMB.

Acides Gallique.
Sulfurique.
Saccolactique
Oxalique.
Arsenique.
Tartarique.
Phosphorique
Muriatique.
Sulfureux.
Subérique.
Nitrique.
Fluorique.
Citrique.
Malique.
Succinique.
Lactique.
Acétique.
Benzoïque.
Boracique.
Prussique.
Carbonique.
Huiles fixes.
Ammoniaque.

OXIDE DE CUIVRE.

Acides Gallique.
Oxalique.
Tartarique.
Muriatique.
Sulfurique.
Saccolactique
Nitrique.
Arsenique.
Phosphorique

Succinique.
Fluorique.
Citrique.
Lactique.
Acétique.
Boracique.
Prussique.
Carbonique.
Alcalis fixes.
Ammoniaque.
Huiles fixes.

OXIDE D'ARSENIQUE.

Acides Gallique.
Muriatique.
Oxalique.
Sulfurique.
Nitrique.
Tartarique.
Phosphorique
Fluorique.
Succinique.
Citrique.
Acétique.
Prussique.
Alcalis fixes.
Ammoniaque.
Huiles fixes.
Eau.

OXIDE DE FER.

Acides Gallique.
Oxalique.
Tartarique.
Camphorique.
Sulfurique.
Saccolactique
Muriatique.
Nitrique.
Phosphorique
Arsenique.
Fluorique.
Succinique.

Citrique.
Lactique.
Acétique.
Boracique.
Prussique.
Carbonique.

OXIDE D'ÉTAIN. (1)

Acides Gallique.
Muriatique.
Sulfurique.
Oxalique.
Tartarique.
Arsenique.
Phosphorique
Nitrique.
Succinique.
Fluorique.
Saccolactique
Citrique.
Lactique.
Acétique.
Boracique.
Prussique.
Ammoniaque.

OXIDE DE ZINC.

Acides Gallique.
Oxalique.
Sulfurique.
Muriatique.
Saccolactique
Nitrique.
Tartarique.
Phosphorique
Citrique.
Succinique.
Fluorique.
Arsenique.
Lactique.
Acétique.
Boracique.
Prussique.
Carbonique.

Alcalis fixes.
Ammoniaque.

OXIDE D'ANTIMOINE.

Acides Gallique.
Muriatique.
Benzoïque.
Oxalique.
Sulfurique.
Nitrique.
Tartarique.
Saccolactique
Phosphorique
Citrique.
Succinique.
Fluorique.
Arsenique.
Lactique.
Acétique.
Boracique.
Prussique.
Alcalis fixes.
Ammoniaque.

ACIDE SULFURIQ. —PRUSSIQUE (2).

Barite.
Strontiane.
Potasse.
Soude.
Chaux.
Magnésie.
Ammoniaque.
Glucine.
Ittrya.
Alumine.
Zircone.
Oxide métallique

ACIDE SULFUREU. SUCCINIQUE (3).

Barite.
Chaux.
Potasse.

---

(1) Bergmann place l'acide tartarique avant l'acide muriatique.

(2) Aucunes des substances placées après l'ammoniaque, n'a d'affinité pour l'acide prussique.

(3) L'ammoniaque doit être placée avant la magnésie, et on doit retrancher strontiane, la glucine et la zircone.

Suite de la table d'affinités simples.

Soude. Strontiane. Magnésie. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircone. Oxides métalliq. ——— ACIDES PHOSPHORIQUE. — CARBONIQUE (1). Barite. Strontiane. Chaux. Potasse. Soude. Ammoniaque. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircone. Oxides métalliq. Silice. ——— AC. PHOSPHOREUX Chaux. Barite. Strontiane. Potasse. Soude. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircone. Oxides métalliq.	ACIDES NITRIQUE MURIATIQUE (2). Barite. Potasse. Soude. Strontiane. Chaux. Magnésie. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircone. Oxides métalliq. ——— ACIDES FLUORIQ. BORACIQUE (3). ARSENIQUE (4). TUNGSTIQUE. Chaux. Barite. Strontiane. Magnésie. Potasse. Soude. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircone. Silice. ——— ACIDES ACÉTIQUE LACTIQUE. SUBÉRIQUE (5). Barite. Potasse. Soude. Strontiane.	Chaux. Ammoniaque. Magnésie. Oxides métalliq. Glucine. Alumine. Zircone. ——— ACIDE OXALIQUE, TARTARIQUE, CITRIQUE (6). Chaux. Barite. Strontiane. Magnésie. Potasse. Soude. Ammoniaque. Alumine. Oxides métalliq. Eau. Alcool. ——— ACIDE BENZOÏQUE Oxide blanc d'arsenique. Potasse. Soude. Ammoniaque. Barite. Chaux. Magnésie. Alumine. ——— ACIDE CAMPHORIQUE. Chaux.	Potasse. Soude. Barite. Ammoniaque. Alumine. Magnésie. ——— HUILES FIXES. Chaux. Barite. Potasse. Soude. Magnésie. Oxi. de mercure. Autres oxides métalliques. Alumine. ——— ALCOOL. Eau. Ether. Huile volatile. Sulfures alcalins. ——— HYDROGÈNE SULFURÉ. Barite. Potasse. Soude. Chaux. Ammoniaque. Magnésie. Zircone.

(1) La magnésie doit être après l'ammoniaque, et on doit retrancher l'alumine et la silice.

(2) L'ammoniaque doit être après la magnésie.

(3) La silice doit être retranchée, et on doit mettre à sa place l'eau et l'alcool.

(4) Excepter la silice, qui n'a pas d'affinité pour l'acide arsenique.

(5) En retranchant la strontiane, les oxides métalliques, la glucine et la zircone.

(6) Placer la zircone après l'alumine.

TABLES DE RÉDUCTION

Des Mesures et Poids d'Angleterre, aux Mesures et Poids de France;

Par M. N. M. CHOMPRÉ.

Les petites tables qui suivent, donnent les valeurs et leurs produits, par 1, 2, 3,.... 9, des mesures et des poids les plus communément énoncés dans les écrits des chimistes Anglois.

On a compris dans ces tables, non-seulement les valeurs angloises et celles du système métrique françois, mais encore les valeurs correspondantes des anciens poids et mesures de France, souvent citées par les chimistes anglois. On a aussi ajouté les comparaisons des échelles des trois thermomètres les plus usités. Il peut être commode d'avoir ces diverses réductions rassemblées en quelques pages.

Voici les évaluations qu'on a prises pour bases des calculs;

1°. 10 pieds d'Angleterre égalent 9,383 pieds de France, (Tib. Cavallo);

2°. Le mètre = 0,513074 toises; c'est la valeur adoptée par la commission des poids et mesures (*Base du système métrique décimal*, tom. III, pag. 135);

3°. L'once de France = 472,49 grains *troy*, (Tib. Cavallo);

4°. Le kilogramme = 18827,15 grains, poids de marc,

(Lefèvre Gineau, *Journal de Physique*, tom. XLIX); ce qui donne, à très-peu près, 53,114 milligrammes, pour la valeur du grain, poids de marc.

Ces tables ont été imprimées dans les *Annales de Chimie* (31 mai 1808), et réimprimées, avec quelques corrections, dans la traduction du *Système de Chimie* de M. Thomson. Elles sont reproduites ici après une révision scrupuleuse, et les valeurs métriques y sont portées à une approximation qui suffit dans la plupart des cas, quoique ces valeurs varient nécessairement avec les températures.

I.

Valeurs, en lignes de France et en millimètres, de la ligne d'Angleterre, de son carré, de son cube, et de leurs multiples par 1, 2, 3....9.

Ligne anglaise.	Première puissance.		Carré.		Cube.	
	Lignes françoises.	Millimètres.	Lig. franç. carrées	Millim. carrés.	Lig. franç. cub.	Millim. cubes.
1 =	0,9383	= 2,1166	0,88041	= 4,47999	0,8261	= 9,4823
2	1,8766	4,233	1,76082	8,96	1,6522	18,965
3	2,8149	6,350	2,64123	13,44	2,4783	28,447
4	3,7533	8,466	3,52164	17,92	3,3044	37,929
5	4,6916	10,583	4,40205	22,40	4,1305	47,412
6	5,6299	12,700	5,28246	26,88	4,9566	56,894
7	6,5682	14,816	6,16287	31,36	5,7827	66,376
8	7,5065	16,933	7,04328	35,84	6,6088	75,859
9	8,4448	19,049	7,92369	40,32	7,4349	85,341

On a de même :

Mesures angloises.		Mesures françoises.
1 Pouce. . . . . . 1 Pied.	= 0,9383	Pouce. Pied.
1 Pouce carré. . . 1 Pied carré. . .	= 0,88041	Pouce carré. Pied carré.
1 Pouce cube. . . 1 Pied cube. . . .	= 0,8261	Pouce cube. Pied cube.

2.

Valeur métrique du pouce anglois, de son carré et de son cube.

POUCE ANGLOIS.	PREMIÈRE PUISSANCE.	CARRÉ.	CUBE.
	Millimètres.	Millim. carrés.	Centim. cubes.
1 . . .	25,3997	645,14476	16,38648
2 . . .	50,799	1290,290	32,773
3 . . .	76,199	1935,434	49,159
4 . . .	101,599	2580,579	65,546
5 . . .	126,999	3225,724	81,932
6 . . .	152,398	3870,869	98,319
7 . . .	177,798	4516,013	114,705
8 . . .	203,198	5161,158	131,092
9 . . .	228,597	5806,303	147,478

3.

Valeur métrique du pied anglois, de son carré et de son cube.

PIED ANGLOIS.	PREMIÈRE PUISSANCE.	CARRÉ.	CUBE.
	Millimètres.	Centim. carrés.	Décim. cubes.
1 . . .	304,796	929,006	28,31573
2 . . .	609,592	1858,012	56,631
3 . . .	914,388	2787,018	84,947
4 . . .	1219,184	3716,024	113,263
5 . . .	1523,980	4645,030	141,579
6 . . .	1828,776	5574,036	169,894
7 . . .	2133,572	6503,042	198,210
8 . . .	2438,368	7432,048	226,526
9 . . .	2743,164	8361,054	254,842

1 centimètre = 0,369413 pouces françois = 0,393710 pouces anglois (1).

1 centimètre carré = 0,136466 pouces françois carrés = 0,155008 pouces anglois carrés.

1 centimètre cube = 0,050412 pouces françois cubes = 0,061028 pouces anglois cubes.

Le *fathom* = 6 pieds anglois = 5,6298 pieds françois = 1,829 mètres.

L'*yard* = 3 pieds anglois.

Le mille anglois = 1 kilomètre 609,315 mètres.

Le mille anglois carré = 2 kilomètres carrés 58,9894 hectomètres carrés.

Le mille anglois cube = 4 kilomètres cubes 167,95526 hectomètres cubes.

(1) A la température de la glace, cette dernière valeur est 0,393827 (*Base du système métrique décimal*, tom. III, pag. 462.)

4.

Valeur du grain troy.

(24 grains troy = 1 *penny-weight*; 480 grains troy = 1 once.)

GRAIN TROY.	GRAIN poids de marc.	Même valeur en milligrammes.	POIDS CORRESPONDANS	
			Pour les pouces cubes franç.	Pour le décimètre cube.
1...	= 1,219	= 64,75	78,380	39,514
2...	2,438	129,50	156,761	79,028
3...	3,657	194,25	235,141	118,543
4...	4,876	259,00	313,521	158,057
5...	6,095	323,75	391,904	197,571
6...	7,314	388,50	470,282	237,085
7...	8,533	453,25	548,662	276,599
8...	9,753	518,00	627,043	316,114
9...	10,972	582,75	705,423	355,628

Voici l'usage des 4e. et 5e. colonnes de cette table. Si, dans la traduction d'un ouvrage anglois, on veut substituer à 100 pouces cubes anglois et à leurs divisions pesant un nombre donné de grains troy, 100 pouces cubes françois et leurs divisions correspondantes, ou 1 décimètre cube (= 1000 centimètres cubes) et ses divisions correspondantes, alors on aura, par la 4e., ou la 5e. colonne, les poids en milligrammes, qu'il faut employer au lieu des poids en grains troy énoncés dans l'ouvrage anglois.

Par exemple, si 100 pouces cubes anglois d'un gaz pèsent

un grain troy, ou 64,75 milligrammes, la 1[re]. ligne de la 4[e]. colonne de la table donne 78,380 milligrammes pour le poids de 100 pouces cubes françois; et la 5[e]. colonne donne 39,514 milligrammes pour le poids du décimètre cube de ce même gaz.

De même, si 20 pouces cubes anglois, ou le cinquième de 100 pouces cubes anglois, d'un gaz pèsent 5 grains troy, ou 323,75 milligrammes (1[re]. et 3[e]. colonnes), on voit, par la table, que le poids de 20 pouces cubes françois, ou du cinquième de 100 pouces cubes françois de ce gaz, est, en milligrammes, 391,904, nombre qui, dans la 4[e]. colonne, correspond à 5 grains troy; et que le poids de 200 centimètres cubes, ou du cinquième d'un décimètre cube, du même gaz, est de 197,571 milligrammes, nombre qui, dans la 5[e] colonne, correspond aussi à 5 grains troy.

Et réciproquement, si 5 grains troy d'un gaz donnent en volume 20 pouces cubes anglois, les 4[e]. et 5[e]. colonnes de la table indiquent que pour avoir en volume 20 pouces cubes françois de ce gaz, il en faut en poids 391,904 milligrammes, et qu'il n'en faut que 197,571 milligrammes, pour avoir un volume de 200 centimètres cubes.

5.

Valeur du grain poids de marc, ou grain françois.

GRAIN poids de marc.	GRAIN TROY.	Même valeur en Milligrammes	POIDS CORRESPONDANS Pour les pouces cubes anglois.	Pour le décimètre cube.
		Milligr.	Milligram.	Milligram.
1...	= 0,8203	= 53,11	43,874	26,774
2...	1,6406	106,23	87,748	53,548
3...	2,4609	159,34	131,623	80,322
4...	3,2812	212,46	175,497	107,096
5...	4,1015	265,57	219,371	133,870
6...	4,9218	318,68	263,245	160,644
7...	5,7421	371,80	307,119	187,418
8...	6,5624	424,91	350,993	214,192
9...	7,3827	478,03	394,868	240,966

On voit par l'explication à la suite de la table n°. 4, sur l'usage des 4e. et 5e. colonnes de cette table, quel est l'usage analogue des 4e. et 5e. colonnes de la table n°. 5.

Si 20 pouces cubes françois d'un gaz pèsent 5 grains françois, ou 265,57 milligrammmes, 20 pouces cubes anglois de ce gaz pèsent 219. 371 milligrammes, et 200 centimètres cubes du même gaz pèsent 133,870 milligrammes.

6.

Valeur de l'once troy (= 480 grains troy).

ONCE TROY.	VALEUR EN ONCES DE FRANCE.		VALEUR EN GRAMMES.
	Onces.	Grains.	
1. . . .	= 1	9,148	= 31,080
2. . . .	2	18,296	62,160
3. . . .	3	27,444	93,240
4. . . .	4	36,592	124,320
5. . . .	5	45,740	155,400
6. . . .	6	54,888	186,480
7. . . .	7	64,036	217,560
8. . . .	8	73,184	248,640
9. . . .	9	82,332	279,720
10. . . .	10	91,480	310,800
11. . . .	11	100,628	341,880
12. . . .	12	109,776	372,960

L'once poids de marc ou l'once de France = 472,49 grains troy = 30,594 grammes.

L'once troy est à l'once poids de marc :: 10000 : 9844.

L'once poids de marc est à l'once troy :: 10000 : 10159.

7.

Valeur, en grammes, de la livre ou pound *troy* (= 12 onces troy = 5760 grains troy).

Livre troy.	Grammes.
1	= 372,960
2	745,921
3	1118,881
4	1491,841
5	1864,402
6	2237,762
7	2610,723
8	2983,683
9	3356,643

Le poids troy (troy-weight) est en usage en Angleterre pour les marchandises et les objets de prix, ou dont la pesée exige de la précision. Les pharmaciens font aussi usage de la livre troy et de l'once troy, pour le débit des drogues. Leur poids (*apothecary weight*) ne diffère du *troy-weight* que par plus de sous-divisions. Ils divisent l'once troy en 8 *drams* ou 24 *scruples* ou 480 grains troy (1). Ainsi leur *scruple* = 20 grains troy = 1,295 grammes, et leur *dram* = 3,884 grammes.

---

(1) La livre des apothicaires, ou livre médicinale, de Nuremberg, en usage dans toute l'Allemagne, se divise de même en 12 onces, et l'once en 8 drachmes = 24 scrupules = 480 grains de Nuremberg.

Le grain de Nuremberg = 17,434635416 *richt pfenning*. Le grain de France = 14,90104 richt pfenning. Ainsi le gramme, ou 18,82715 grains de France, = 16,091022756 grains de Nuremberg = 280,544115236 richt pfenning.

Le grain de Nuremberg est donc plus foible que le grain troy, à-peu-près dans le rapport de 15,444 (valeur du gramme en grains troy) à 16,091.

8.

Valeur, en grammes, de la livre avoirdupoize *ou* avoirdupois, *et de ses divisions.*

La livre ou *pound* avoirdupoize, composée de 16 onces ou de 256 *drams*, = 7000 (1) grains troy; l'once = 437,5 grains troy; le dram = 27,34375 grains troy; 112 livres avoirdupoize = 1 quintal = 4 *quarters* = 8 *stones*. (Ce poids sert pour les métaux communs, les épiceries, les ballots, etc.)

LIVRE avoirdupoize	VALEUR en grammes.	ONCE avoirdupoize	VALEUR en grammes.	DRAM avoirdupoize	VALEUR en grammes.
1	= 453,25	1	= 28,328	1	= 1,771
2	906,50	2	56,656	2	3,541
3	1359,75	3	84,984	3	5,312
4	1813,00	4	113,312	4	7,082
5	2266,25	5	141,640	5	8,853
6	2719,50	6	169,968	6	10,623
7	3172,75	7	198,296	7	12,394
8	3626,00	8	226,624	8	14,164
9	4079,25	9	254,952	9	15,935
10	4532,50	10	283,280	10	17,705
20	9065,00	11	311,608	11	19,476
30	13697,50	12	339,938	12	21,246
40	18130,00	13	368,264	13	23,017
50	22662,50	14	396,592	14	24,787
100	45325,00	15	4[illegible]20	15	26,558
200	90650,00	16	453,248	16	28,328

(1) L'édition précédente de ces tables portoit 7004. La valeur de la livre avoirdupoize en poids troy n'est pas fixée avec précision dans les auteurs. Si on déduit cette valeur de divers passages des *Elements of natural or experimental Philosophy*, (Tib. Cavallo, Londres, 1803) on trouve qu'elle répond à 6997,28, à 7000,46, à 7000,09, à 7004

9.

Valeur du kilogramme en livres avoirdupoize. (Le kilogramme = 15444,000535 grains troy.)

KILOGRAMME.	AVOIRDUPOIZE		
	Livre.	Once.	Dram.
1. . . .	= 2	3	4,81
2. . . .	4	6	9,62
3. . . .	6	9	14,43
4. . . .	8	13	3,24
5. . . .	11	0	8,05
6. . . .	13	3	12,85
7. . . .	15	7	1,66
8. . . .	17	10	6,47
9. . . .	19	13	11,28
10. . . .	22	1	0,09
20. . . .	44	2	0,18
30. . . .	66	3	0,27
40. . . .	88	4	0,37
50. . . .	110	5	0,46
100. . . .	220	10	0,92

grains troy. Cette dernière valeur se trouvoit aussi dans les anciennes tables de réduction de la *Bibliothèque britannique* (auxquelles les rédacteurs ont substitué celles-ci, telles qu'elles ont paru dans la traduction du *Système de chimie* de Thomson).

MM. W. Henry et Thomson évaluent l'once avoirdupoize à 437,5 grains troy, ou la livre avoirdupoize à 7000 grains troy, et c'est probablement sa valeur exacte.

10.

Rapport du pint *(de vin) au litre.*

Le *pint* de bière à Londres = 35,25 pouces cubes anglois ; le pint de vin = 28,875 pouces cubes anglois. C'est ce dernier pint qu'on designe, lorsqu'il n'y a pas d'explication contraire.

Pint.	Litre.	Litre.	Pinte.
1. . . .	= 0,473	1. . . .	= 2,114
2. . . .	0,946	2. . . .	4,227
3. . . .	1,419	3. . . .	6,341
4. . . .	1,892	4. . . .	8,454
5 . . .	2,366	5. . . .	10,568
6. . . .	2,839	6. . . .	12,681
7. . . .	3,312	7. . . .	14,795
8. . . .	3,785	8. . . .	16,908
9. . . .	4,258	9. . . .	19,022

2 pints = 1 quart.
4 quarts = 1 gallon.
Le litre = 61 pouces cubes anglois = 1 décimètre cube.

Le volume de l'*once-mesure* angloise (ou de l'once-troy d'eau) = 1,898 pouces cubes anglois = 31,102 centimètres cubes.

II.

Comparaison du thermomètre de Fahrenheit, avec le thermomètre de Réaumur et le thermomètre centigrade; à partir de — 13° Fahrenheit = — 25° centigrades = — 20° Réaumur.

Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.	Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.
— 13°	— 25°	— 20°	+ 19°	— 7,22°	— 5,78°
12	24,44	19,56	20	6,67	5,33
11	23,89	19,11	21	6,11	4,89
10	23,33	18,67	22	5,56	4,44
9	22,78	18,22	23	5	4
8	22,22	17,78	24	4,44	3,56
7	21,67	17,33	25	3,89	3,11
6	21,11	16,89	26	3,33	2,67
5	20,56	16,44	27	2,78	2,22
4	20	16	28	2,22	1,78
3	19,44	15,56	29	1,67	1,33
2	18,89	15,11	30	1,11	0,89
1	18,33	14,67	31	0,56	0,44
0	17,78	14,22	32	0	0
+ 1	17,22	13,78	33	+ 0,56	+ 0,44
2	16,67	13,33	34	1,11	0,89
3	16,11	12,89	35	1,67	1,33
4	15,56	12,44	36	2,22	1,78
5	15	12	37	2,78	2,22
6	14,44	11,56	38	3,33	2,67
7	13,89	11,11	39	3,89	3,11
8	13,33	10,67	40	4,44	3,56
9	12,78	10,22	41	5	4
10	12,22	9,78	42	5,56	4,44
11	11,67	9,33	43	6,11	4,89
12	11,11	8,89	44	6,67	5,33
13	10,56	8,44	45	7,22	5,78
14	10	8	46	7,78	6,22
15	9,44	7,56	47	8,33	6,67
16	8,89	7,11	48	8,89	7,11
17	8,33	6,67	49	9,44	7,56
18	7,78	6,22	50	10	8

Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.	Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.
+51°	+10,56°	+8,44°	+92°	+33,33°	+26,67°
52	11,11	8,89	93	33,89	27,11
53	11,67	9,33	94	34,44	27,56
54	12,22	9,78	95	35	28
55	12,78	10,22	96	35,56	28,44
56	13,33	1 ,67	97	36,11	28,89
57	13,89	11,11	98	36,67	29,33
58	14,44	11,56	99	37,22	29,78
59	15	12	100	37,78	30,22
60	15,56	12,44	101	38,33	30,67
61	16,11	12,89	102	38,89	31,11
62	16,67	13,33	103	39,44	31,56
63	17,22	13,78	104	40	32
64	17,78	14,22	105	40,56	32,44
65	18,33	14,67	106	41,11	32,89
66	18,89	15,11	107	41,67	33,33
67	19,44	15,56	108	42,22	33,78
68	20	16	109	42,78	34,22
69	20,56	16,44	110	43,33	34,67
70	21,11	16,89	111	43,89	35,11
71	21,67	17,33	112	44,44	35,56
72	22,22	17,78	113	45	36
73	22,78	18,22	114	45,56	36,44
74	23,33	18,67	115	46,11	36,89
75	23,89	19,11	116	46,67	37,33
76	24,44	19,56	117	47,22	37,78
77	25	20	118	47,78	38,22
78	25,56	20,44	119	48,33	38,67
79	26,11	20,89	120	48,89	39,11
80	26,67	21,33	121	49,44	39,56
81	27,22	21,78	122	50	40
82	27,78	22,22	123	50,56	40,44
83	28,33	22,67	124	51,11	40,89
84	28,89	23,11	125	51,67	41,33
85	29,44	23,56	126	52,22	41,78
86	30	24	127	52,78	42,22
87	30,56	24,44	128	53,33	42,67
88	31,11	24,89	129	53,89	43,11
89	31,67	25,33	130	54,44	43,56
90	32,22	25,78	131	55	44
91	32,78	26,22	132	55,56	44,44

Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.	Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.
+133	+56°,11	+44°,89	+173	+78°,33	+62°,67
134	56,67	45,33	174	78,89	63,11
135	57,22	45,78	175	79,44	63,56
136	57,78	46,22	176	80	64
137	58,33	46,67	177	80,56	64,44
138	58,89	47,11	178	81,11	64,89
139	59,44	47,56	179	81,67	65,33
140	60	48	180	82,22	65,78
141	60,56	48,44	181	82,78	66,22
142	61,11	48,89	182	83,33	66,67
143	61,67	49,33	183	83,89	67,11
144	62,22	49,78	184	84,44	67,56
145	62,78	50,22	185	85	68
146	63,33	50,67	186	85,56	68,44
147	63,89	51,11	187	86,11	68,89
148	64,44	51,56	188	86,67	69,33
149	65	52	189	87,22	69,78
150	65,56	52,44	190	87,78	70,22
151	66,11	52,89	191	88,33	70,67
152	66,67	53,33	192	88,89	71,11
153	67,22	53,78	193	89,44	71,56
154	67,78	54,22	194	90	72
155	68,33	54,67	195	90,56	72,44
156	68,89	55,11	196	91,11	72,89
157	69,44	55,56	197	91,67	73,33
158	70	56	198	92,22	73,78
159	70,56	56,44	199	92,78	74,22
160	71,11	56,89	200	93,33	74,67
161	71,67	57,33	201	93,89	75,11
162	72,22	57,78	202	94,44	75,56
163	72,78	58,22	203	95	76
164	73,33	58,67	204	95,56	76,44
165	73,89	59,11	205	96,11	76,89
166	74,44	59,56	206	96,67	77,33
167	75	60	207	97,22	77,78
168	75,56	60,44	208	97,78	78,22
169	76,11	60,89	209	98,33	78,67
170	76,67	61,33	210	98,89	79,11
171	77,22	61,78	211	99,44	79,56
172	77,78	62,22	212	100	80

ADDITIONS.

Acide muriatique et Acide muriatique oxigéné.

MM. Gay-Lussac et Thenard (*Mém. d'Arcueil*, II, pag. 339) ont publié un Mémoire sur l'acide muriatique, dont ils ont cherché à déterminer la nature.

Le gaz acide muriatique contient le $\frac{1}{4}$ de son poids d'eau, et cette eau renferme assez d'oxigèue pour oxider lc métal que l'acide peut dissoudre.

Le gaz muriatique oxigéné pèse 2,47 plus que l'acide, et contient moitié de son volume de gaz oxigène; et l'acide muriatique qu'il renferme retient toute l'eau qu'il peut former.

Le gaz muriatique oxigéné sec forme avec les sulfures métalliqnes des muriates et la liqueur de Thomson; il n'est pas décomposé par les sulfites secs, mais subitement quand ils sont humides.

Il n'est pas décomposé à une haute température par le charbon fortement calciné, et qui ne contient plus d'hydrogène.

Le gaz muriatique n'est pas décomposé non plns par le charbon rouge.

Le gaz muriatique oxigéné n'est pas décomposé par l'acide sulfureux, l'oxide de carbone, l'oxide d'azote, ni le gaz nitreux très-secs; mais il l'est subitcment par ces gaz humides.

Il est décomposé un peu au-dessous du rouge par l'eau.

Un mélange de ce gaz et d'hydrogène à volume égal, s'en-

flamme à la température de 125°. Ce mélange n'est pas décomposé dans l'obscurité, mais il détone à la lumière du soleil.

Il en est de même du mélange, à volume égal, d'hydrogène, de gaz oléfiant, et de gaz muriatique oxigéné.

Le gaz muriatiqne oxigéné ne peut être décomposé que par les métaux avec lesquels il forme des muriates, ou par la chaleur et l'eau, au moyen de laquelle il forme le gaz muriatique, ou par l'hydrogène.

Le muriate d'argent n'est pas décomposé par le charbon des-hydrogéné, mais il l'est par le charbon ordinaire, à une haute température, ou bien si l'on fait passer un courant d'eau sur le premier mélange, le décomposé a lieu aussitôt.

L'acide boracique vitrifié ne décompose pas les muriates d'argent, de barite et de soude, à une haute températnre; mais quand on y fait passer un courant de vapeur d'eau, la décomposition a lieu.

Le sable et l'alumine décomposent le muriate de soude, et presque tous les muriates, à une température rouge, au moyen de l'eau.

On ne peut obtenir le gaz muriatique sans eau, qui est essentielle à son état gazeux.

Le gaz muriatique oxigéné desséché par le muriate de chaux, peut être décomposé par la chaux et la magnésie bien sèches; à une haute température, il se dégage de l'oxigène, et il se forme des muriates. Le muriate de magnésie obtenu de cette manière, n'est pas décomposable à la chaleur la plus violente; mais quand on l'humecte, il est décomposé au rouge cerise.

M. Davy a présenté à la Société royale (*Ann. Chi.* t. LXXVIII, pag. 298) de nouvelles expériences sur le gaz oxi-muriatique, qu'il regarde comme un corps simple, et il propose de le nommer *Chlorine* ou *gaz chlorique*, du mot grec χλωρις, qui désigneroit sa couleur. Ensuite il propose de terminer en

ane le nom des composés de gaz oxi-muriatique et de matière inflammable; ainsi on diroit *Argentane*, pour argent corné; *Stannane*, pour liqueur fumante de Libavius; *Antimonane*, pour beurre d'antimoine; *Sulfurane*, pour la liqueur sulfurée du docteur Thomson, etc.

Mais M. Prieur, traducteur de ce Mémoire, propose au contraire de nommer *Murigène*, le gaz oxi-muriatique, et *Muride* d'argent, d'étain, etc., les muriates de ces bases; et si l'on admettoit des *murides* à différens degrés, on pourroit les désigner par les noms de *Protomurides* ou *Primurides*, *Deuto* ou *Duo-murides*, *Permurides*, etc.

Nous donnerons ici un court aperçu des expériences que M. Davy a consignées dans le Mémoire dont nous parlons.

Le potassium brûle spontanément dans le gaz oxi-muriatique, sans que l'on puisse démontrer une formation d'eau; mais quand il est en grande quantité, il ne peut s'enflammer sans l'aide de la chaleur; et en fondant le potassium, les vases se brisent par la violence de sa combustion.

Le potassium et le sodium brûlent moins vivement dans le gaz oxigène, et il se forme des alcalis secs, et d'une fusion difficile.

Quand on fond les mêmes métaux dans l'air, à une douce chaleur, il se forme des substances fusibles, que M. Davy regarde comme des peroxides de potassium et de sodium.

En chauffant ce peroxide dans le gaz oxi-muriatique, il se dégage de l'oxigène, et il se forme une combinaison d'acide oxi-muriatique et de potassium; mais M. Davy croit avoir formé à une basse température, une combinaison de l'acide avec le peroxide, car le sel donna du gaz oxi-muriatique par l'action de l'acide sulfurique.

Les muriates secs de barite, strontiane, etc., sont, d'après M. Davy, des combinaisons d'acide oxi-muriatique et de barium, etc. Il a formé, en chauffant ces métaux dans le gaz oxi-muriatique, des corps absolument semblables aux muriates secs.

Les métaux ordinaires chauffés dans le gaz oxi-muriatique, s'y combinent, et ceux qui sont volatils brûlent avec flamme. L'argent, le plomb, le cobalt et l'or, ne produisent pas de combustion. L'arsenic, l'antimoine, le tellure et le zinc, brûlent avec une flamme blanche; le mercure, avec une flamme rouge. L'étain, le fer, le cuivre, le tungstène et le manganèse ne se combinent qu'au rouge plus ou moins fort, et le platine est à peine attaqué à la chaleur qui fait fondre le verre.

Il se produit, dans ce cas, des beurres d'antimoine, d'étain, etc.

M. Davy a trouvé que les oxides de plomb, d'argent, d'étain, de cuivre, d'antimoine, de bismuth et de tellure, se décomposent dans ce gaz, au-dessous de la chaleur rouge; ceux des métaux volatils le sont plus promptement, et l'oxigène dégagé se trouve en quantité égale à l'oxigène absorbé par le métal.

En faisant agir le gaz acide muriatique sur l'oxide fauve d'étain, il se dégagea rapidement de l'eau, et il se forma de la liqueur fumante de Libavius.

M. Davy pense que l'action du gaz oxi-muriatique sur les couleurs, vient de sa propriété de décomposer l'eau, et d'en mettre à nu l'oxigène.

Acide muriatique sur-oxigéné.

M. Davy (*Annales de Chimie*, LXXX, pag. 516) est parvenu à former une combinaison de gaz oxi-muriatique, et d'oxigène, en se servant de sur-oxi-muriate de potasse, et d'acide muriatique très-étendu, et chauffant légèrement. La couleur de ce gaz est vert-jaunâtre foncé et brillant. Il détone souvent en le transversant d'une cloche dans une autre, il y a production de lumière et de chaleur, et expansion de volume; la chaleur de la main suffit presque toujours pour

opérer la détonation de ce gaz. Dans cette détonation, il abandonne $\frac{1}{4}$ ou $\frac{1}{3}$ de son volume d'oxigène, perd sa couleur brillante, et devient gaz oxi-muriatique.

M. Davy a trouvé par le produit de la détonation de ce gaz, qu'il contient 2 parties, en volume, de gaz oxi-muriatique et 1 d'oxigène.

En faisant détoner ce gaz avec de l'hydrogène, il se forme de l'acide muriatique, avec une absorption de plus de $\frac{1}{3}$; et quand le gaz est en excès, l'oxigène ne se combine pas avec l'hydrogène, et le gaz oxi-muriatique l'emporte sur lui.

Ce gaz pur n'agit pas sur le mercure à la température ordinaire. Le cuivre et l'antimoine n'ont de même aucune action à froid; mais quand on les chauffe, le gaz est décomposé, l'oxigène dégagé, et les métaux brûlent dans le gaz oxi-muriatique.

Le soufre n'agit pas sur ce gaz à l'instant où on l'introduit, mais peu à près il y a explosion, et on ressent l'odeur d'oxi-muriate de soufre.

Le phosphore introduit dans ce gaz produit une explosion avec beaucoup d'éclat, et il se forme de l'acide phosphorique, et de l'oxi-muriate solide de phosphore.

L'arsenic ne s'enflamme pas dans ce gaz; mais quand on le fait détoner, il brûle avec éclat dans le gaz oxi-muriatique. Il en est de même du fer.

Le charbon ardent produit dans ce gaz un éclair brillant de lumière, puis brûle avec une lumière rouge obscure.

Mêlé au gaz nitreux; il se forme des vapeurs rouges très-épaisses, et il y a diminution de volume.

Mêlé au gaz muriatique, il se fait une diminution graduelle de volume, et en chauffant, l'absorption est rapide, il se forme du gaz oxi-muriatique, et il se dépose de l'eau sur les parois du vase.

Acide sulfurique.

M. Vauquelin (*Annales de Chimie* LXXVI pag. 160) a déterminé par expérience les quantités d'acide sulfurique à 66°, qui existent dans les acides qui marquent divers degrés à l'aréomètre.

Il a commencé par prendre exactement la pesanteur spécifique de l'acide à 66°, et il l'a trouvée de 1,842 à 10° Réaumur, l'eau étant 1; puis il a cherché la quantité d'acide et d'eau nécessaires pour donner divers degrés à l'aréomètre depuis 60° jusqu'à 5°, de cinq en cinq.

Les mélanges ont été faits dans un vase construit de manière que les vapeurs formées par la chaleur développée, ne pouvoient s'échapper.

		Pes. spécifiq.
Acide à 60°.		
Acide sulf....	84,22	1,725
Eau.........	15,78	
Acide à 55°.		
Acide.......	74,32	1,618
Eau.........	25,68	
Acide à 50°.		
Acide.......	66,45	1,524
Eau.........	33,55	
Acide à 45°.		
Acide.......	58,02	1,466
Eau.........	41,98	
Acide à 40°.		
Acide.......	50,41	1,375
Eau.........	49,59	
Acide à 35°.		
Acide.......	43,21	1,315
Eau.........	56,79	

		Pes. spécifiq.
Acide à 30°.		
Acide.......	36,52	1,260
Eau.........	63,48	
Acide à 25°.		
Acide.......	30,12	1,210
Eau.........	69,88	
Acide à 20°.		
Acide.......	24,01	1,162
Eau.........	75,99	
Acide à 15°.		
Acide.......	17,39	1,114
Eau.........	82,61	
Acide à 10°.		
Acide.......	11,73	1,076
Eau.........	88,27	
Acide à 5°.		
Acide.......	6,600	1,023
Eau.........	93,400	

Acide sulfureux.

J'avois ajouté (vol. 1, pag. 355) à l'article de l'acide sulfureux, où M. Henry dit que l'acide sulfureux liquide rétablit la couleur du sirop de violettes rougi par les autres acides, une note dans laquelle je disois n'avoir pu réussir à cette expérience, et que je pensois qu'il y avoit erreur. Je n'avois pas alors connoissance d'un travail de M. Planche sur ce sujet (*Annales de Chimie*, LX, 253). Ce chimiste a trouvé que quand on verse dans du sirop de violettes étendu de 8 parties d'eau distillée, et rougi par l'eau des acides sulfurique, nitrique, muriatique, phosphorique ou acétique, de l'acide sulfureux liquide, la couleur bleue reparoît, mais avec un peu moins d'intensité qu'auparavant, et que les acides sulfurique, nitrique, etc., rougissent de nouveau, cet acide redevenu bleu.

Il a observé que l'acide oxalique en petite quantité, n'opère d'abord aucun changement; il en faut une grande proportion, et alors la couleur prend une couleur violette, et ne repasse au rouge qu'après plusieurs heures.

Les acides tartareux, citrique, et acéteux ne peuvent faire repasser au rouge la liqueur bleue, en quelque dose qu'on les y ajoute.

En répétant les mêmes expériences dans des vases fermés, M. Planche a remarqué les mêmes effets, et il a observé que les acides sulfurique, nitrique, muriatique et phosphorique, faisoient passer cette couleur au rouge vineux, l'acide acétique au violet clair, l'acide oxalique au rose pâle, et avec les acides tartareux, citrique et acéteux, en quelque dose qu'ils fussent, on n'a aucune nuance de rouge, mais une décoloration sensible de la liqueur, par l'action de l'acide sulfureux.

Je dois prévenir cependant que je n'ai pu réussir à cette expérience; je n'ai jamais obtenu qu'une couleur *violâtre*, tandis que M. Planche annonce avoir eu une couleur

bleue pure. J'ai opéré une fois sur le mercure avec de l'eau distillée bouillie, et le résultat en a toujours été le même.

Affinité.

M. Erman de Berlin (*Ann. de Chimie*, LXXVII, pag. 1) a publié un mémoire sur la production simultanée de cohérence mécanique et d'affinité chimique; d'où il résulte que, dès que le galvanisme provoque des affinités chimiques, l'intensité des attractions des surfaces est augmentée sur-le-champ : résultat qui confirme l'analogie que l'on avoit déjà supposée entre l'adhésion et l'affinité *chimique*.

Affinité élective.

M. Pfaff de Kiel (*Ann. de Chimie*, LXXVII, pag. 209) a cherché à constater l'accord des *principes* d'affinité de M. Berthollet avec les *faits*, dans des cas qui n'ont point encore été examinés exactement sous ce nouveau point de vue, et à mesurer l'*intensité de l'affinité chimique*.

En décomposant le tartrate de chaux par l'acide sulfurique, il a remarqué que la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour saturer la chaux, décomposoit en entier le tartrate, sans qu'il se soit fait un partage de la base entre les deux acides.

On ne peut, d'après M. Pfaff, expliquer le résultat de cette expérience, par la force concurrente de cohésion du sulfate de chaux et du sulfate de plomb; car le tartrate de chaux, est plus insoluble que le sulfate; on ne peut non plus regarder la propension de l'acide à la cristallisation, comme une cause suffisante, et cette décomposition est *conforme au principe de l'affinité élective.*

En agissant sur l'oxalate de plomb, il obtint un résultat semblable, et en tira une semblable conclusion.

La magnésie ne peut décomposer les sulfates de potasse ou de soude, et il ne se fait pas de partage d'acide.

La potasse décompose en entier le sulfate de magnésie, quoique la quantité de magnésie soit double de celle de potasse.

La magnésie ne peut décomposer non plus les muriates de potasse et de soude.

L'auteur conclut de ces faits, que la décomposition qui s'effectue dans l'oxalate de plomb et le tartrate de chaux, et le manque d'action de la magnésie sur les sulfates et muriates de potasse et de soude, sont dus à une *affinité élective plus grande.*

M. Dulong a fait des recherches sur la décomposition des sels insolubles, par les sels solubles; et il a prouvé que tous les sels insolubles sont décomposés par les sous-carbonates et carbonates de potasse et de soude; mais que dans aucun cas, l'échange mutuel de principe ne peut avoir lieu complètement, et que tous les sels solubles dont l'acide peut former un sel insoluble avec la base des carbonates insolubles, sont décomposés par ces sels, jusqu'à une limite qui ne peut être dépassée, et quand on est dans des circonstances semblables, il se produit des combinaisons absolument opposées.

Ammonium.

M. Berzelius (*Annales de Chimie*, LXXIX, 252) a cherché à isoler la base de l'ammoniaque, en formant un amalgame avec des corps secs, par exemple un amalgame de potassium et de mercure, avec du muriate d'ammoniaque en poudre fine et bien desséchée. Les vases furent d'abord remplis de gaz hydrogène, bien desséché par le muriate de chaux; il

se forma par la chaleur un amalgame de consistance de beurre. En cherchant à séparer le muriate d'ammoniaque, M. Berzelius chauffa cet amalgame dans un tube terminé par deux boules, et rempli de gaz hydrogène sec, à la chaleur d'une lampe à huile; il se décomposa du sel, et il se forma une plus grande quantité d'amalgame. En chauffant avec la lampe, à l'alcool, la matière noircit, se couvrit d'une croûte foncée, qui disparut ensuite, et il se distilla du mercure.

Le phosphore et le soufre n'ont pu s'unir avec l'amalgame de la base de l'ammoniaque.

Il a trouvé ensuite que le muriate d'ammoniaque est formé de

Acide..............	49,55	400,00
Ammoniaque caustique.	31,95	64,48
Eau................	18,05	
	100.	

Et en calculant d'après ces proportions la quantité d'oxigène dans l'ammoniaque, il a trouvé cet alcali composé de

Ammonium....	52,714	100,00
Oxigène.......	47,286	89,623
	100,00	

Calorique.

M. le comte de Rumford, a prouvé par un grand nombre d'expériences, dont il a fait part à l'Institut, que la chaleur peut dans quelques cas, se convertir en lumière; ainsi la chaleur dégagée dans un temps donné, est toujours proportionnelle à la quantité d'huile ou de cire brûlée, mais la quantité de lumière varie d'une manière étonnante, et dépend de la grandeur de la flamme, grandeur qui retarde le refroi-

dissement. Une petite mèche de veilleuse donne une lumière 16 fois moins forte, qu'une bougie qui brûle autant de cire, et chauffe au même degré, une quantité d'eau semblable.

D'après cela toutes les causes qui tendent à empêcher le refroidissement de la flamme, contribuent efficacement à augmenter la lumière, et, quand on réunit près l'une l'autre plusieurs mèches plates, de manière à empêcher, comme le dit M. de Rumford, *qu'elles n'aient froid,* la lumière accroît d'une manière surprenante : c'est sur ce principe que ce savant a construit des lampes à plusieurs mèches plates, qui donnent une lumière égale à quarante bougies.

Capacité des gaz pour le calorique.

M. Gay-Lussac a publié un travail sur la capacité des gaz pour le calorique (*Mém. d'Arcueil*, I, pag. 180). Il employoit pour la déterminer deux ballons de capacité semblable, l'un vide et l'autre rempli du gaz qu'il examinoit; en faisant communiquer les deux ballons, il se faisoit un partage de gaz, et il se dégageoit autant de calorique de celui qui se remplissoit, qu'il y en avoit d'absorbé par celui qui se vidoit; d'après ces expériences, il avoit trouvé avec le gaz hydrogène des variations de température beaucoup plus considérables, et il en avoit conclu, que *les gaz sous la même pression, sous le même volume, avoient une capacité pour le calorique d'autant plus grande, qu'ils étoient spécifiquement plus légers.*

Il avoit observé depuis qu'en faisant détoner dans l'eudiomètre de Volta, un mélange de gaz hydrogène et oxigène, la colonne d'eau étoit réprimée plus fortement quand il y avoit excès d'oxigène, que quand l'hydrogène prévaloit. Il faisoit des mélanges de 2 parties d'hydrogène et 1 d'oxigène,

et mettoit 100 parties de ce mélange et 100 d'oxigène, d'hydrogène, d'azote ou d'acide carbonique dans l'eudiomètre, et après avoir fait passer les gaz sous l'eau, il portoit l'appareil sur le mercure, le faisoit plonger de la même quantité dans ce liquide. L'expansion produite par l'inflammation du mélange, chassoit une certaine quantité d'eau, qui se trouvoit remplacée par une colonne de mercure; le degré de chaleur dégagée étoit le même, et comme avec l'hydrogène l'expansion étoit moins considérable, il en concluoit que l'hydrogène avoit plus de capacité pour le calorique.

Mais il emploie actuellement un nouveau moyen, fondé sur le mélange des gaz. (*Annales de Chimie*, LXXXI, pag. 100).

Son appareil est composé de deux gazomètres de huit litres de capacité, communiquant d'un côté avec un réservoir d'eau, qui y verse dans un temps donné des quantités égales d'eau, et de l'autre, l'un avec une caisse de fer blanc remplie d'un mélange frigorifique, et l'autre avec une caisse semblable remplie d'eau chaude, à une température autant au-dessus de l'air ambiant, que le mélange frigorifique est au-dessous. Les gaz après avoir traversé ces boîtes dans de petits serpentins, passent dans un tube de verre enveloppé d'édredron, et qui contient un thermomètre à mercure très-sensible. Pour parvenir des gazomètres aux boîtes, les gaz sont forcés de traverser des tubes remplis de muriate de chaux.

En opérant de cette manière, M. Gay-Lussac a trouvé que quand la température de l'air étoit + 21° et — 21° par rapport à l'air ambiant, le thermomètre ne varioit pas sensiblement.

Il a essayé de déterminer la capacité du gaz oxigène, en prenant la capacité d'un corps qui condense par l'oxigène, et celle de son oxide.

Cantharides.

M. Robiquet (*Annales de Chimie*, LXXVI, pag. 302) a fait une analyse exacte des cantharides, par le procédé suivant.

Il épuise une portion de cantharides par l'eau bouillante, et traite le résidu par l'alcool; il obtient une huile verte qui n'a pas de propriétés vésicantes : il obtient en évaporant les décoctions, un extrait mou qu'il traite par l'alcool, qui dissout la *matière jaune*, bien connue par Thouvenel, et laisse une matière noire; il la traite plusieurs fois par de l'alcool bouillant pour la purifier, et dans cet état elle n'est pas non plus vésicante. La matière jaune étant traitée par de l'éther à 60°, il s'en sépare une substance blanche, cristalline, soluble dans l'éther, peu soluble à froid dans l'alcool, mais soluble à chaud, et se déposant par le refroidissement, se dissolvant dans les huiles, et résistant à l'action de l'eau : elle jouit seule de la propriété vésicante, et la matière jaune que l'on en a privée par l'éther, ne possède plus cette propriété.

M. Robiquet est parvenu à connoître, par le procédé suivant, l'acide qui existe à l'état de liberté dans les cantharides, et dont on ne connoissoit pas la nature.

Il fait infuser à froid des cantharides brisées, dans de l'éther rectifié, filtre l'infusion, évapore l'éther, et obtient une huile jaune, et un liquide légèrement coloré, qui rougit le tournesol, et donne à la distillation de l'acide acétique; mais les cantharides fraîches en fournissent une très-petite quantité.

M. Robiquet a trouvé aussi, que l'infusion de ces insectes frais forme pendant l'évaporation un dépôt d'aspect terreux, acide, qui croque sous la dent, et répand en brûlant une odeur animale. Ce dépôt est formé d'acide urique, d'un peu de phosphate de magnésie et de matière animale.

Cartilage.

M. Chevreul (*Musée d'Hist. Nat.*) a fait l'analyse du cartilage, *du squalus peregrinus*, qui lui a présenté plusieurs faits importans.

Le cartilage est peu soluble dans l'eau, la solution étoit visqueuse, moussoit par agitation, rétablissoit la couleur de tournesol rougie par un acide ; une goutte d'acide sulfurique, nitrique ou muriatique, formoit un trouble, un excès faisoit disparoître le précipité. L'acide muriatique oxigéné précipitoit cette solution, ainsi que le nitrate de mercure, au *minimum*, et le sous-acétate de plomb ; l'infusion de noix de galle n'y formoit pas de précipité, mais seulement un léger louche.

Bouilli avec l'alcool, le cartilage diminua de volume, devint opaque en perdant de l'eau ; les premiers lavages avoient une couleur bleue comme l'ammoniure de cuivre, et il se précipita une matière animale.

Le résidu de l'évaporation des lavages alcooliques, avoit une odeur légère ; quand on le mêloit avec l'hydrate de chaux, il se dégageoit une grande quantité d'ammoniaque, qui produisoit une forte odeur de poisson, en enlevant de l'huile. Cet effet explique l'odeur que dégage le cartilage, quand on le garde quelque temps ; il se forme de l'ammoniaque qui emporte l'huile.

Le cartilage étoit soluble dans l'acide muriatique, et précipité par la noix de galle.

L'acide nitrique la dissout aussi, le résidu de la liqueur donnoit de l'acide oxalique, du nitrate de soude, une matière jaune amère différente de celle de Welther, et de l'huile odorante semblable à celle du cartilage.

Le cartilage distillé donne les produits ordinaires des matière animales, et un charbon qui présente quelques phénomènes curieux.

Chauffé dans un creuset de platine, il donna une flamme jaune, une fumée blanche acide, et une odeur d'ail, mêlée d'acide prussique et sulfureux ; ces phénomènes sembloient annoncer la présence du phosphore, mais l'eau n'enlevoit pas au charbon la propriété de brûler avec une flamme phosphorique, l'acide muriatique l'en privoit ; et comme cet acide ne contenoit que du sulfate de soude, et du phosphate terreux, M. Chevreul a fait des mélanges de 4 parties de sucre, et de 3 de sulfate de soude cristallisé, qui chauffés dans un creuset de platine, donnèrent une flamme phosphorique, une odeur d'ail, et une fumée blanche acide. Il observa les mêmes phénomènes, au moyen du charbon ordinaire, du noir de fumée, et dans des creusets de terre.

Le cartilage contient en outre divers sels alcalins, terreux et métalliques.

Congélation.

M. Leslie est parvenu à produire la congélation de l'eau, en la plaçant sous le récipient de la machine pneumatique, avec des corps qui s'emparent avec avidité de la vapeur à mesure qu'elle se forme ; il emploie principalement à cet effet de l'acide sulfurique très-concentré, qu'il place dans une capsule de verre, laquelle est surmontée d'une autre capsule placée sur un trépied, et pleine d'eau. En faisant ce vide, l'eau commence à bouillir, et en quelques minutes, elle se prend en masse.

MM. Clément et Desormes, ont appliqué ce moyen à l'évaporation, et on peut sur tout le mettre en usage après avoir évaporé autant que possible, au moyen du ventilateur de Montgolfier.

Mais pour empêcher que, par exemple, les sucs ne se gèlent par ce moyen, on enveloppe le vase qui contient le suc avec la matière absorbante, de sorte que le calorique qui se

dégage par l'absorption de la vapeur, retourne au suc qu'on évapore.

Eau.

M. Berzelius (*Ann. de Chimie*, LXXX, pag. 22) a cherché à déterminer la composition de l'eau, d'une manière exacte. Il a employé l'hydrogène obtenu par le moyen du zinc distillé, et il l'a trouvée formée de

Hydrogène....	11,754	100,00	13,32
Oxigène....	88,246	750,77	100,00
	100,00	850,77	113,32

Fongine.

M. Braconnot a trouvé cette matière dans les champignons, elle est blanche, mollasse, fade, insipide; peu élastique et friable. L'eau bouillante lui enlève la partie nuisible qui rend quelques champignons si dangereux.

Gaz.

Gaz nouveau.

M. Murray en cherchant à prouver la présence de l'oxigène dans le gaz acide oxi-muriatique, avoit annoncé que le mélange de gaz oxide de carbone et oxi-muriatique, exposé à la lumière, n'éprouvoit aucun changement, mais qu'en ajoutant de l'oxigène, il se formoit de l'acide carbonique.

Il avoit annoncé aussi, que quand on exposoit à la lumière un mélange de gaz oxide de carbone, d'un volume égal

d'hydrogène, et d'une quantité double de gaz oxi-muriatique, et qu'on ajoutoit au bout de 30 heures du gaz ammoniac; la plus grande partie de l'oxide de carbone disparoissoit, et on obtenoit un sel ammoniacal qui faisoit effervescence avec l'acide nitrique étendu ; il en avoit conclu qu'il s'étoit formé de l'acide carbonique.

M. John Davy (*Journ. Nich.* LXX, 1811, ou *Bibl. Brit.*) en répétant ces expériences, prouva que le gaz oxi-muriatique agissoit sur l'oxide de carbone sans hydrogène, et il trouva au gaz formé les propriétés suivantes :

Mêlé à l'air commun, il n'en trouble pas la transparence, il a une odeur suffocante et insupportable, n'a pas de couleur ni d'action sur le mercure, et se dissout lentement dans l'eau.

Ce gaz est produit en deux ou trois minutes, quand on expose dans un tube sec sur le mercure, des volumes égaux de gaz oxi-muriatique, et oxide de carbone, à la lumière du soleil, et à celle du jour, il s'opère une condensation de moitié.

Ce gaz rougit fortement le papier de tournesol, condense quatre fois son volume de gaz ammoniac, et forme un sel neutre déliquescent, et très-soluble dans l'eau ; son attraction pour l'ammoniaque sec est si forte, qu'il décompose le carbonate d'ammoniaque, et que l'acide acétique ne peut lui enlever cette base. L'acide nitrique le décompose avec effervescence ; l'eau est décomposée, l'hydrogène forme avec l'acide oxi-muriatique, de l'acide muriatique, et l'oxigène se porte sur l'oxide de carbone pour en former de l'acide carbonique. Il ne détone pas quand on le mélange séparément avec le gaz oxigène ou hydrogène, mais il le fait avec violence dans un mélange de ces deux gaz ; il se forme du gaz acide muriatique, et du gaz acide carbonique.

L'étain, le zinc, l'antimoine, chauffés dans ce gaz sur le mercure se décomposent, on obtient un volume de gaz oxide de carbone, égal à celui du gaz décomposé, et il se forme un composé des métaux avec le gaz oxi-muriatique,

semblable à ceux que forment ces métaux brûlés dans le gaz muriatique.

Avec l'oxide de zinc, on obtient du gaz acide carbonique, et un composé d'oxide de zinc et d'acide oxi-muriatique; et avec le protoxide fusible d'antimoine, on obtient du beurre de ce métal; il se dégage du gaz acide carbonique, et il se forme un péroxide infusible; ce qui prouve que dans la dernière expérience, la formation d'acide carbonique est due à la décomposition de l'oxide de zinc, et non à celle de l'acide oxi-muriatique.

Gaz oléfiant.

M. Théodore de Saussure a analysé ce gaz, obtenu en chauffant 1 partie en poids d'alcool et 4 d'acide sulfurique, et il l'a trouvé formé de

Carbone.	0,86
Hydrogène. . . .	0,14

Gommes résines.

Les gommes résines peu connues dans leur nature, ont depuis quelque temps été pour la plupart examinées par plusieurs chimistes; nous nous contenterons d'indiquer ici les résultats de leurs analyses.

ALOÈS SUCCOTRIN.

Par Bouillon-Lagrange et Vogel.

Résine.	32
Extractif. . .	68
	100.

Nota. L'aloès hépatique contient 6 parties d'albumine coagulée (1).

GOMME AMMONIAQUE.

Par M. Braconnot.

Gomme.	18,4
Résine.	70,0
Matière glutiniforme.	4,4
Eau.	6,0
Perte.	1,2
	100,0

(1) Il existe deux autres analyses de l'aloès, l'une par M. Braconnot, l'autre par Tromsdorff, mais elles sont moins récentes. Nous ne citerons également pour les autres gommes résines que l'analyse la plus moderne.

EUPHORBE.

Par M. Braconnot.

Résine.	37,0
Malate de chaux..	20,5
Malate de potasse.	2,0
Matière ligneuse.	13,5
Cire.	19,0
Eau.	5,0
Perte.	3,0
	100.

GOMME GUTTE.

Par le même.

Résine. . . .	80
Gomme. . . .	20
	100.

ENCENS.

Par le même.

Gomme.. . . .	7,5	30,0
Résine.	15,3	61,2
Huile volatile et perte. . .	2,2	8,8
	25,0	100,0

OPOPONAX.

Par Pelletier.

Résine.	42,
Gomme.	33,40
Ligneux.	9,80
Amidon.	4,20
Acide malique. . . . Malate de chaux. . . }	2,80
Matière extractive. . .	1,60
Cire.	0,30
Huile volatile et perte.	5,90
Caoutchouc (des traces)	
	100

SCAMMONÉE.

Par Bouillon-Lagrange et Vogel.

	Alep.	Smirne.
Résine. . . .	60	29
Gomme. . . .	3	8
Extractif. . .	2	5
Matiè. étrang.	35	58
	100	100

ASSA FŒTIDA.

Par Pelletier..

Résine particulière.	32,50
Huile volatile. . . .	1,80
Gomme.	9,72
Bassorine.	5,83
Malate, acide de chaux et perte. .	0,15
	50.

Nota. C'est à la résine que l'assa fœtida doit la propriété de devenir rouge à la lumière.

SAGAPENUM.

Par le même.

Résine..	27,13
Gomme.	15,97
Bassorine et matière étrangère.	0,80
Malate, acide de chaux.	0,20
Huile volatile et perte.	5,90
	50,0

GALBANUM.

Par Pelletier.

Résine	33.43
Gomme	9,64
Bois et corps étrangers	3,76
Huile volatile et perte	3,17
	50,00

MYRRHE.

Par le même.

Gomme	33
Résine	17
	50

BDELIUM.

Par Pelletier.

Résine	29,5
Gomme	4,6
Bassorine	15,3
Huile volatile et perte	0,6
	50.

Nota. La sarcocolle, selon Thomson, et la gomme gayac, selon Brandt, sont des substances particulières.

Mucilage.

M. Vauquelin (*Annales de Chimie*, LXXX, pag. 314) a obtenu de l'acide muqueux en grande quantité, en traitant par l'acide nitrique du mucilage de graine de lin épaissi; il pense que la présence de l'azote dans les mucilages, et surtout celui de la graine de lin, pourroit leur donner la propriété d'épaissir l'eau beaucoup plus que les gommes.

Phosphore.

D'après M. Thenard (*Annales de Chimie*, LXXXI, pag. 109), le phosphore après avoir été distillé un grand nombre de fois, et le plus pur qu'on ait obtenu jusqu'ici, contient toujours du carbone. Quand il en contient peu, il est presque aussi blanc et aussi transparent que l'eau, quand il en contient beaucoup, il est rouge.

Le résidu que l'on obtient en brûlant le phosphore dans l'air ou l'oxigène, est du phosphure de carbone.

Quand on fond le phosphore et qu'on le refroidit lentement, il est transparent et sans couleur, mais quand on le chauffe à 50° et plus, et qu'on le refroidit très-rapidement, il devient noir comme du charbon. Cette couleur provient d'une disposition particulière de ses molécules. Ce phosphore noir redevient sans couleur et transparent, quand on le fond de nouveau, et qu'on le refroidit lentement, et ainsi de suite.

Il n'existe qu'un oxide blanc de phosphore; ce qu'on avoit regardé comme un oxide rouge, n'est que du phosphure de carbone.

Quand le phosphore se combine avec le soufre, il se forme du gaz hydrogène sulfuré, provenant, ou bien de l'hydrogène combiné probablement avec ces deux corps combustibles, ou de la décomposition, par le phosphure de carbone, d'une petite quantité d'eau interposée entre leurs molécules.

Quand on chauffe 2 grammes de phosphore et 2 de soufre, il se fait une détonation vive, qui a même lieu sous l'eau, quand elle est bouillante. Il se dégage d'abord une grande quantité d'hydrogène sulfuré, et il se forme beaucoup d'acide phosphoreux et phosphorique.

Quand la chaleur de l'eau n'est élevée qu'à 40 ou 50°, ou que l'on projette dans un tube de petits morceaux de phosphore sur le soufre fondu, on ne court aucun danger. Dans le dernier cas, il se fait un sifflement vif à chaque projection de phosphore.

Quand on met du phosphore sec avec de l'air sur le mercure dans une éprouvette, il n'y a même, en 24 heures, qu'une très-légère absorption d'oxigène, et le phosphore cesse bientôt d'être lumineux, mais en y faisant passer une petite goutte d'eau, le phosphore redevient lumineux, et l'air est absorbé en très-peu de temps. Cet effet est dû à la formation de l'acide phosphoreux, qui recouvre le phosphore,

tandis que quand l'air contient de l'humidité, elle dissout l'acide, et alors le phosphore brûle tant qu'il y a de l'oxigène. M. Thénard s'est assuré que l'eau n'agit point ici comme nécessaire à la constitution de l'acide phosphoreux.

6 litres d'azote ne dissolvent que 0,05 de phosphore, et ce gaz occupe le même volume que l'azote qu'il contient. Il est décomposé par le mercure, et par l'eau; dans le premier cas il se forme du phosphure de mercure.

Quand on brûle lentement le phosphore dans l'air, on obtient de l'acide phosphoreux et de l'acide carbonique formant les 0,02 ou 0,03 de l'air employé; quand la combustion est rapide, il ne se forme que de l'acide phosphorique.

Picrotoxine.

M. Boullay (*Ann. de Chimie*, LXXX, pag. 209), a découvert dans la coque du Levant, fruit du *Menispermum cocculus*, un principe nouveau auquel ce fruit doit ses propriétés vénéneuses.

On l'obtient en faisant bouillir les semences mondées de leur péricarpe dans de l'eau; filtrant la décoction, la précipitant par l'acétate de plomb; filtrant et évaporant de nouveau à consistance d'extrait, on dissout l'extrait dans l'alcool à 40°; on évapore de nouveau, et on répète l'opération jusqu'à ce que le résidu soit soluble en entier dans l'alcool et dans l'eau. Ce résidu contient alors le principe vénéneux, mêlé d'une matière colorante; on l'agite avec une petite quantité d'eau, qui s'empare de la matière colorante très-soluble, et il se précipite de petits cristaux qu'on lave avec de l'eau et de l'alcool.

Cette matière a les propriétés suivantes :

Elle est parfaitement blanche, et a l'apparence d'un sel,

elle cristallise en prismes quadrangulaires, a une *amertume épouvantable.*

100 parties d'eau bouillante en dissolvent 4, et la moitié se sépare en cristaux par le refroidissement. La solution n'altère pas le papier de tournesol, ni le sirop de violettes.

L'alcool à 0,810 dissout un tiers de son poids de cette substance cristallisée; une petite quantité d'eau précipite cette solution, et une plus grande quantité fait disparoître le précipité.

L'éther à 0,700 en dissout 0,4, quand il est moins rectifié, il en dissout davantage.

Les huiles d'olives et d'amandes douces ne la dissolvent pas, même à chaud, non plus que l'huile de thérébentine.

L'acide sulfurique affoibli n'a pas d'action sur cette substance; mais quand il est concentré, il la dissout et se colore en jaune; à chaud, il la charbonne et la détruit.

L'acide nitrique la dissout à froid sans dégagement de gaz nitreux, la solution est jaune verdâtre; à chaud, cet acide la convertit en acide oxalique, et cette transformation exige 16 ou 18 parties d'eau.

Les acides muriatique, oxi-muriatique et sulfureux n'ont aucune action sur cette substance.

L'acide acétique la dissout facilement, et le carbonate de potasse saturé la précipite sans altération.

La potasse et la soude pure, étendues de 10 parties d'eau la dissolvent, ainsi que l'ammoniaque liquide.

La potasse fondue, broyée avec cette substance, se colore en jaune, sans dégager d'ammoniaque.

Cette substance brûle sur les charbons sans se fondre, sans inflammation, et en répandant une fumée blanche abondante, et une odeur de résine.

Distillée à feu nu, elle donne peu d'eau et de gaz, un charbon brillant très-léger, et de l'huile pyrogénée, jaune-brunâtre, piquante et très-acide.

M. Boullay propose de donner à cette substance le nom de *Picrotoxine.*

Polychroïte.

MM. Bouillon-Lagrange et Vogel, ont trouvé (*Annales de Chimie*, LXXX, pag. 188), dans le safran (*Pétales du crocus sativus*, L.) une couleur d'une nature particulière, qu'ils ont nommé *polychroïte* de πολυς, *plusieurs* et χροα *couleur.*

Pour obtenir cette matière, on fait macérer le safran avec de l'alcool à 40°, et l'on répète 8 fois cette infusion avec de nouvel alcool, on mêle ensuite les liqueurs et on fait évaporer à siccité dans une étuve. Il reste une masse jaune rougeâtre, qui est brillante et transparente quand elle est chaude, et se détache sous forme d'écailles, comme l'extrait sec de kina, et qui quand elle est froide attire l'humidité de l'air, et devient visqueuse.

Ou bien on peut l'obtenir en faisant à froid, une infusion aqueuse de safran, évaporant à consistance de miel, traitant par l'alcool à 40°, filtrant et évaporant à siccité : 100 parties de safran donnent 65 de cette substance.

La dissolution alcoolique n'est pas précipitée par l'eau, elle a une odeur suave analogue au miel, une saveur amère, piquante comme celle du safran.

Sa dissolution dans l'eau ou l'alcool, exposée aux rayons du soleil, dans une bouteille bien bouchée, perd sa couleur, et le liquide devient diaphane comme l'eau.

Distillée, cette substance donne de l'eau acide, une huile d'un jaune citrin, une autre huile plus colorée, des gaz acide carbonique, et hydrogène carboné. L'eau acide, traitée par la chaux, dégage un peu d'ammoniaque. Le charbon de cette matière colorante, donne de l'acide prussique, quand on le calcine avec la potasse. Il contient des sulfates

et muriate de potasse, du carbonate de chaux et de magnésie, et un peu de fer.

Quelques gouttes d'acide sulfurique, donnent à la solution de polychroïte, une couleur bleue d'indigo, qui passe au lilas. Le même effet a lieu avec la teinture alcoolique de safran, et le laudanum.

L'acide nitrique lui donne une couleur vert-pré; ces couleurs disparoissent par l'addition de l'eau, ou elles se changent en d'autres nuances, par une nouvelle addition d'acide.

L'acide oxi-muriatique fait passer au blanc, la couleur de la polychroïte. Elle forme avec le sulfate de fer vert, un précipité brun foncé.

L'éther rectifié a peu d'action, il se colore légèrement en jaune au bout de 24 heures de digestion; cet éther évaporé, laisse un peu de matière jaune, amère, déliquescente.

L'huile d'olive et les graisses, ne la dissolvent pas. L'huile de thérébentine la décompose.

Potassium et Sodium.

MM. Gay-Lussac et Thenard (*Annales de Chimie*, LXXV, pag. 90), ont renoncé à leur opinion sur le potassium et le sodium, qu'ils ont considérés long-temps comme des hydrures, ils les regardent actuellement comme de véritables métaux, et ils ont même découvert plusieurs faits curieux sur ces corps. Ils ont vu que quand on brûle du potassium dans l'oxigène, à l'aide de la chaleur, ce métal en absorbe près de 3 fois plus que pour devenir potasse; que le sodium en absorbe seulement une fois et demie plus que pour passer à l'état de soude; que l'on peut substituer l'air atmosphérique à l'oxigène, sans changer les résultats, mais qu'ils varient avec la température; l'absorption par le potassium est presque

aussi grande à froid qu'à chaud, mais le sodium n'a presque aucune action à froid.

Le poids des oxides de potassium et de sodium, est égal à celui du métal et de l'oxigène, ils sont jaune orangé, fusibles à une température modérée; quand on les met en contact avec l'eau, on obtient la potasse et la soude, et beaucoup d'oxigène. Ils se décomposent à une température élevée, et sont ramenés à l'état d'alcali par la plupart des corps combustibles; quand on emploie le phosphore, le charbon calciné, le soufre, l'hydrogène sulfuré et phosphuré, l'arsenic, l'étain, le zinc, le cuivre, la sciure de bois, la résine, et les matières animales, il y a dégagement d'une lumière vive; l'oxide de sodium et le phosphore en produisent aussi.

Mis en contact avec l'acide carbonique, ces oxides donnent des carbonates alcalins, et il se dégage de l'oxigène; avec l'acide sulfureux, on obtient un sulfate et de l'oxigène; avec le même gaz et l'oxide de sodium, on obtient du sulfate et du sulfure; on n'obtient pas de traces d'humidité, et le poids des produits est semblable à celui de l'acide et de l'oxide employés. Cette circonstance fait considérer à MM. Gay-Lussac et Thenard, le potassium et le sodium comme des métaux; car si c'étoient des hydrures, les sulfates et carbonates de potasse et de soude, contiendroient autant d'eau que l'hydrogène des hydrures pourroit en former avec l'oxigène, et ils la conserveroient à une très-haute température, et il en résulteroit aussi que la potasse et la soude contiendroient beaucoup plus d'eau que M. d'Arcet, et ensuite M. Berthollet, n'y en ont admis.

En convertissant du potassium et du sodium en alcalis, lentement dans l'air humide, et saturant par de l'acide sulfurique étendu, et se servant comparativement du même acide pour saturer de la potasse et de la soude pures, et chauffées au rouge, ils ont trouvé que la potasse contient 0,20 d'eau, et la soude 0,24, en supposant le potassium et le sodium des êtres simples.

Ils ont remarqué aussi que la potasse et la soude, chauffées fortement dans l'argent, le platine, ou même la terre, absorbent de l'oxigène, et se convertissent en peroxides, qui dégagent de l'oxigène, quand on les met en contact avec l'eau.

Le nitre calciné donne aussi un alcali qui dégage de l'oxigène avec l'eau. La barite du nitrate, ou du carbonate par le charbon, absorbe de l'oxigène à une température peu élevée, et peut alors absorber beaucoup d'hydrogène avec dégagement de lumière, et former de la barite fusible.

Quand on chauffe de la potasse et de la soude avec du potassium et du sodium, on obtient des protoxides de potassium et de sodium.

M. Davy, (*Annales de Chimie*, LXXVIII, pag. 298), a observé les mêmes faits par rapport au potassium et au sodium, qu'il a transformés en *protoxides* et *peroxides*, et a trouvé en calcinant la silice avec la potasse qu'elle contenoit, 0,16 à 0,17 d'eau.

Il regarde la potasse et de la soude, comme des hydrates.

Poudre à canon.

M. Proust (*Journ. Phys.*, LXX et LXXI) vient de publier un beau travail sur la combustibilité des charbons, sous le rapport de leur emploi dans la confection de la poudre à canon.

Il regarde le charbon de chenevottes et celui d'asphodèle, comme préférables au bourdaine pour former la poudre, à cause de la facilité avec laquelle ils se réduisent en poudre impalpable, et leur facile inflammabilité.

Les essais que l'on a fait en France du charbon de chenevottes, ont prouvé qu'il a beaucoup d'avantage sur celui de bourdaine.

M. Proust pour connoître la différence des degrés de combustibilité des divers charbons, a employé un moyen fort ingénieux; à cet effet il opère la combustion du charbon, mêlé avec du nitrate de potasse, dans des tubes de laiton de demi-ligne d'épaisseur, de trois lignes de diamètre, et de deux pouces au plus de longueur, fermés à une extrémité; il charge ensuite ses tubes avec une plume taillée en cuiller, et bourre avec une baguette de laiton; cette opération faite, il fait traverser ce tube dans une rondelle de liége, et il place ce petit appareil dans un verre plein d'eau. On met alors le feu, au moyen d'une petite amorce, en se plaçant vis-à-vis d'une pendule à secondes, et on examine avec attention le temps de la combustion.

M. Proust a trouvé de cette manière, que les charbons suivans brûlent dans le tube en

Salpêtre 60 grains, charbon 12.	Secondes.	Grains de résidu.
Le charbon de sucre	70	48
de coak	50	45
de grains de maïs	55	43
d'alcool, par trois parties d'acide sulfurique, et chauffé au rouge	36	44
de noyer	29	33
de chataigner	26	36
de canne de maïs	25	38
de tiges de piment	25	36
de coudrier	23	30
de fusain	21	28
de bourdaine	20	24
de pin	17	30
de tiges de pois chiches	13	21
de sarment	12	20
de chanvre ou chenevottes	10	12
de tiges d'asfodèle	10	12

Les charbons qui suivent, n'ont pu brûler de cette manière.

Charbon d'amidon.	Charbon d'indigo.
de blé.	de gluten de froment.
de riz.	de colle-forte.
de noix de galle.	de blanc d'œuf.
de gayac.	de sang humain.
de bruyère.	de cuir de bœuf.

Voici le procédé de carbonisation que M. Proust rapporte que l'on suivoit en Espagne :

On formoit dans un sol de terre calcaire, une fosse de 13 ou 14 pieds de long, sur 8 de large et 2 de profondeur; on balayoit bien, puis on y étendoit un lit de chenevottes de 3 ou 4 pouces, on y mettoit ensuite le feu en plusieurs endroits, et quand la flamme commençoit à monter, on étouffoit avec d'autres chenevottes, jusqu'à ce que toute la fosse fût remplie de charbon; quand on le jugoit fait, on arrosoit la superficie, et on remuoit le charbon pour que tout s'éteignît : on retiroit alors le charbon sur les bords, pour l'y faire refroidir, puis on le cribloit.

D'après le calcul de M. Proust, le prix du charbon de chenevottes est à celui de bourdaine, employé en France, comme 1 : 28, 8, différence énorme et qui mérite bien qu'on y fasse attention.

M. Proust a observé que la force de la poudre varie selon que les matières ont été pulvérisées avec soin et bien mêlées ensemble.

M. Proust regarde le mélange nitro-carboneux à $\frac{1}{6}$, comme le meilleur, quand on n'ajoute pas de soufre. Mais il s'agit actuellement de jeter un coup-d'œil sur les mélanges de soufre, de charbon et de nitre, qui constituent véritablement la poudre à canon.

Disons d'abord, que les mélanges nitro-sulfureux qui ne peuvent brûler en entier, quand même on les touche avec un

fer rouge, reçoivent un accroissement de combustibilité par l'addition du charbon ; quand la quantité de ce dernier corps est de 2 grains sur 60 de salpêtre, et 10 de soufre, la combustion a lieu un peu plus facilement, mais non en entier, et le résidu contient beaucoup de nitrite.

4 grains augmentent la détonation qui a lieu dans le tube en 12 secondes, il se forme beaucoup de gaz nitreux, du nitrite, du sulfate et du sulfure de potasse.

6 grains donnent une flamme blanche et rapide, moins de gaz nitreux et de sulfate, du nitrite et plus de sulfure.

8 grains donnent une flamme sifflante, et du gaz nitreux.

10 grains donnent une flamme haute et bruyante, du gaz nitreux, et du sulfure qui chassé hors du tube, forme une pluie de fer. Le résidu fait effervescence, et donne de l'acide carbonique, de l'hydrogène sulfuré, et une poudre noire qui contient du sulfure de fer, du charbon, du carbonate de chaux, du sulfate, etc.

12, 14 et 16 grains brûlent de la même manière, mais avec un ralentissement sensible.

On voit d'après cela que le soufre ne brûle qu'au moyen du charbon qui commence l'action, et qui par le calorique qu'il dégage, produit la combustion du soufre.

Quand on augmente très-fortement la quantité de charbon, la combustion se ralentit, parce que le calorique nécessaire pour les gaz, se distribue dans toute cette masse.

Mais qu'arrivera-t-il si l'on augmente beaucoup la quantité de soufre par rapport au nitre ?

60 grains de salpêtre et 30 de soufre, détonent dans un creuset et ne laissent que du sulfate.

En ajoutant 4 grains de charbon; détonation charboneuse, combustion tranquille, flamme blanche et volumineuse, soufre dégagé, et gaz nitreux.

6 grains donnent une combustion semblable, du gaz nitreux, et du sulfure mêlé de sulfate.

8, 10, 12 grains, sulfure rouge, monté sur le bord du tube.

30 grains, détonation moins tumultueuse, soufre chargé de charbon.

Il faut prévenir cependant que ces combustions n'ont point été faites en présence du pendule, ni avec les précautions indiquées dans le commencement de cet article, mais seulement en battant une mesure à trois; au lieu que pour les expériences que nous allons rapporter, on a observé toutes les précautions nécessaires. On ne doit pas trouver étonnant alors que ces résultats ne coïncident pas parfaitement.

Mélanges à $\frac{1}{5}$ de charbon de chanvre.

			Durée en secondes.	Pouces de gaz produits.
Salpêtre 60 grains.				
Charbon 15.			9	62
Idem.	Soufre.	4	7	76
Idem.	*Idem.*	6	6 ½	76
id.	*id.*	8	6	76
id.	*id.*	10	6	76
id.	*id.*	12	7	84
id.	*id.*	14	7	85
id.	*id.*	16	8	82

La combustion de ces divers mélanges, démontre que passé une certaine limite, le soufre ne produit plus d'accélération dans la combustibilité du mélange nitro-charbonneux, et qu'outre la propriété qu'il a de rendre la poudre plus combustible, et de la rendre plus facile à grainer, il augmente de beaucoup la quantité de gaz formé.

Une grande proportion de soufre produit à la vérité beaucoup de gaz, mais d'un autre côté, elle fait décroître sensiblement la promptitude de la détonation.

Quand on ne passe pas 6, 8, ou 10 de soufre, la détonation ne produit qu'une odeur de poudre, mais lorsque l'on s'élève à 12 ou 14, l'on ressent une odeur suffocante de soufre brûlé.

Mélange à $\frac{1}{6}$ de charbon et de soufre.

			Durée.	Produit.
Salpêtre 60 grains				
Charbon 12.			10	62
Id.	Soufre. . .	4	7	62
id.	*id.*	6	6 $\frac{1}{2}$	72
id.	*id.*	8	6	76
id.	*id.*	10	6	80
id.	*id.*	12	6 $\frac{1}{2}$	82
id.	*id.*	14	7	82
id.	*id.*	16	7	82
id.	*id.*	18	8	80
Nitrate de soude 60 / Charbon. . . . 12	soufre	10	22	85

Dans toutes ces combustions, jusqu'à 6 de soufre, il y avoit des gaz nitreux et sulfureux dégagés à sec, c'étoit de l'hydrogène sulfuré qui l'emportoit, et quand on passoit 12, la vapeur devenoit suffocante, par du soufre en combustion.

Mélange à $\frac{1}{7}$ de charbon et de soufre.

			Durée.	Produit.
Salpêtre 60 grains.				
Charbon 10			25	62
id.	Soufre. . .	2	11	
id.	*id.*	4	8	68
id.	*id*	6	6 $\frac{1}{2}$	70
id.	*id.*	8	6	76
id.	*id.*	10	6	76
id.	*id.*	12	6 $\frac{1}{2}$	76
id.	*id.*	14	7	82
id.	*id.*	16	8	82
id.	*id.*	18	8	84

Mélange à $\frac{1}{8}$ de charbon et de soufre.

La quantité de soufre et de charbon ne suffit pas ici pour décomposer tout le salpêtre.

			Durée.	Produit.
Salpêtre 60 grains.				
Charbon 8 $\frac{1}{4}$			30	48
Id.	Soufre. . .	8	8	72
id.	*id.*	10	7	74
id.	*id.*	12	8	
id.	*id.*	14	8	
id.	*id.*	16	9	
id.	*id.*	18	11	

Il est assez étonnant que le mélange dans cette proportion, donne sensiblement les mêmes quantités de gaz, qu'avec $\frac{1}{4}$ ou $\frac{1}{6}$, et en second lieu, que ce mélange sans soufre, ne laisse pas de résidu, et l'on en obtient quand on y ajoute du soufre.

Examen des gaz.

Ils contiennent toujours du gaz nitreux; après avoir absorbé l'acide carbonique par le moyen de l'eau de chaux, cette eau prend une teinte jaune, due à un sulfure formé par l'action du gaz nitreux sur un hydro-sulfure. Tant que le mélange contient du gaz nitreux, il brûle avec une flamme verte, sans détonation. Quand on a absorbé tout le gaz nitreux par le moyen de l'oxigène, le résidu brûle en bleu et sans bruit, et après cela il doit contenir de l'hydrogène sulfuré, de l'oxide de carbone, et du gaz nitreux.

Dans les combustions des mélanges nitro-charbonneux, on obtient peu d'oxide de carbone, et beaucoup d'acide carbonique.

M. Proust pense que l'addition du soufre, produit une décomposition d'eau plus abondante que dans les mélanges

nitro-charbonneux, et qu'il résulte de là de l'hydrogène et de l'oxide de carbone, dont le volume est du double plus considérable que celui de l'acide carbonique.

Précipitation.

Précipitation de l'argent par le cuivre.

M. Gay-Lussac, (*Annales de Chimie*, LXXVIII, pag. 91) a observé que quand on précipite l'argent d'une dissolution, par le cuivre, les premières portions sont très-pures, et ne donnent pas une couleur bleue quand on traite leur dissolution nitrique par l'ammoniaque. A mesure que la précipitation avance, et que le cuivre entre en dissolution, le précipité en contient de plus en plus; et pour obtenir beaucoup d'argent pur, M. Gay-Lussac propose de laver et de faire digérer le précipité d'argent pur, avec du nitrate de ce même métal, parce qu'alors le cuivre se dissout, et précipite une quantité d'argent correspondante.

M. Gay-Lussac conclut de là que la précipitation d'un métal par un autre, est toujours due à un procédé galvanique, et non à l'affinité d'un métal pour former un alliage avec l'autre.

TABLE
ALPHABÉTIQUE ET RAISONNÉE
DES MATIERES
CONTENUES DANS LES DEUX VOLUMES.

Nota. Les chiffres Romains indiquent le Tome, et les chiffres Arabes la page.

A.

ACÉTATES d'alumine, II, 253. — D'ammoniaque, II, 252. D'argent, II, 254. — De barite, II, 252. — De chaux, II, 252. — De cuivre, II, 254. — D'étain, II, 97. — De fer, II, 86. — De magnésie, II, 252. — De plomb, II, 103. — De potasse, II, 251. — De soude, II, 252. — De strontiane, II, 252. — De zinc, II, 107.

ACÉTEUX (Acide), II, 247. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 445.

ACÉTIQUE (Acide). II, 247. — Obtenu du bois, II, 248. — Sa pesanteur spécifique n'est pas toujours une preuve de sa force, II, 250. — Ses propriétés, II, 251. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 445.

ACIDES. Leurs propriétés générales, I, 289. — Contiennent tous de l'oxigène, I, 290. — Leur terminaison, I, 291. — Métaux qu'ils oxident, II, 10. — Végétaux natifs, II, 161. — La pesanteur spécifique n'est pas toujours une preuve de la force des acides, II, 250. — Se trouvent dans les substances animales, II, 284. — Leurs réactifs, II, 325. — Quantité prise par les alcalis et les terres, II, 588. — Quantités d'alcali et de terre prises par les acides, II, 589. — Acéteux, II, 247. — Acétique. II, 247. — Amniotique, II, 286. — Arsenieux, II, 118.

— Arsenique, II, 118. — Benzoïque, II, 175. — Boracique, I, 506. — Camphorique, II, 183. — Carbonique, I, 304. — Chromique. II, 128. — Citrique, II, 161. — Columbique, II, 135. — Fluo-borique, I, 517. — Fluorique, I, 511. — Formique, II, 293. — Gallique, II, 165. — Hydro-thionique, I, 380. — Laccique, II, 176. — Lactique, II, 287. — Malique, II, 168. — Mellitique, II, 223. — Molybdique, II, 130. — Moroxilique, II, 176. — Muriatique, I, 435, II, 617. — Muriatique sulfuré, I, 458. — Muriatique oxigéné, II, 617. — Muriatique sur-oxigéné, II, 620. — Murio-phosphoreux, I, 494. — Murio-phosphorique, I, 494. — Murio-sulfurique, I, 490. — Nitreux, I, 415. — Nitrique, I, 395. — Nitro-muriatique, I, 489. — Nitro-sulfurique, II, 49. — Oxalique, II, 156. Oxi-muriatique, I, 453. — Oxi-nitrique, I, 392. — Phosphoreux, I, 499. — Phosphorique, I, 495. — Prussique, II, 177-290. — Pyro ligneux, II, 194. — Pyro-tartarique, II, 172. — Rosacique, II, 285. — Saccolactique, II, 287. — Sébacique, II, 288. — Subérique, II, 216. — Succinique, II, 187. — Sulfureux, I, 354, II, 623. — Sulfurique, I, 347, II, 622. — Tartarique, II, 169. — Urique, II; 284. — Zoonique, II, 293.

Acidules, II, 161. *Note.*

Acier. Moyen de le dorer, II, 38. — Composé de fer et de charbon, II, 89. — De fusion, II, 89.

Adipocire, II, 282.

Aériformes (Corps). Voyez *Gaz.*

Affinité chimique, I, 17. — D'agrégation, I, 19. — Élective, I, 36. — Résolvante, I, 49. — Élémentaire, I, 49. — Disposante, I, 50. — Complexe, I, 57. — Quiescente, I, 58. — Divellente. I, 58. — Tables des affinités simples, II, 597.

Agriculture. II, 479.

Air. Son expansion par la chaleur, II, 571.

Airain. II, 73.

Alambic. I, 8.

Albumine. Ses propriétés, II, 263. — Moyen de la reconnoître II, 264. — N'est pas altérée chimiquement par la chaleur. II, 265. — Cause de sa coagulation, II, 268.

Alcalimètre, I, 538, II, 470. (*Voyez l'errata* pour la pag. 475, *ligne* 1re.

Alcalis. Leurs propriétés, I, 233. — Leur action sur les métaux, II, 17. — Leurs réactifs, II, 357.

— Fixes, leurs propriétés, I, 236.

— Volatil (Analyse de l'alcali), I, 255. Voyez *Ammoniaque.* — Silicé, I, 279.

Alcool. Sa préparation, II, 230. — Ses propriétés, II, 230. — Mélanges d'eau et d'alcool, II, 231. — Sa combustion, II, 232. — Son expansion, II, 233. — Substances solubles dans l'alcool, II, 233. — Solubilité des sels dans l'alcool, II, 234-584. — Sa décomposition, II, 236. — Sa composition, II, 237. — Son analyse, II, 236-237. — Action des acides sur l'alcool, II, 238. — Son emploi comme réactif, II, 374. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 467. — Pesanteur spécifique des mélanges d'alcool et d'eau, II, 231. — Substances insolubles dans l'alcool, II, 585. — Sulfuré, I, 343.

Algaroth (Poudre d'), II, 113.

Allemagne (Or d'), II, 73.

Alliages, II, 27. — Tendent à se séparer quand ils sont en fusion, II, 27. — Leur terminaison, II, 28. — Propriétés des métaux altérées dans les alliages, II, 28.

Alonge, I, 518.

Alumine. Tentatives pour la décomposer, I, 28. — Moyens de l'obtenir, I, 283. — Ses propriétés, I, 282. — Son carbonate, I, 333. — Son sulfate, I, 368. — Son sulfite, I, 373. — Son nitrate, I, 432. — Son muriate, I, 452. — Son acétate, II, 253. — Réactifs de ses sels, II, 371.

Aluminium. I, 283.

Alun. I, 368. — Ses parties composantes, I, 370. — Moyens de s'assurer de sa pureté, II, 455.

Amalgame. II, 56.

Ambre. II, 187. — Son acide Voyez *Acide succinique.*

Ambre gris. II, 280.

Amer, (Principe), II, 212. — Formé artificiellement, II, 206.

Ammoniaco-magnésien. Sulfate, I, 368.

Ammoniaque. Sa préparation et ses propriétés, I, 253. — Sa pesanteur spécifique, I, 254. — Son analyse, I, 255. — Peut être enflammée quand elle est mêlée à l'oxigène, I, 256. — Sa décomposition par le potassium, I, 259. — Sa base forme un amalgame avec le mercure, I, 261.

Nature de cet amalgame, I, 262. — Son sous-carbonate, I, 321. — Moyen de le préparer, I, 321. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 448. — Son usage comme réactif, II, 362. — Son sulfate, I, 360. — Son sulfite, I, 373. — Son hydro-sulfure, I, 385. — Son emploi comme réactif, II, 375. — Son sulfure hydroguré, II, 387. — Son nitrate, I, 428. — Son muriate, I, 447 — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 451. — Son sur-oximuriate, I, 487. — Solution de cuivre dans l'ammoniaque, II, 73. — Son oxalate, II, 158. — Excellent réactif pour la chaux, II, 360. — Son citrate, II, 164. — Son acétate, II, 252. — Son fluate, II, 361. — Son usage comme réactif, II, 362. — Son succinate employé comme réactif, II, 371. — Ses réactifs, II, 367. — Sa solution; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 448. — Sa formation avec le charbon et la potasse, II, 513. — Ne doit pas contenir d'oxigène, II, 513.—Sa quantité dans les solutions de différentes densités, II, 561.

Ammonium, I, 260.

Amniotique (Acide), II, 286.

Analyse de la chaux, II, 479. — Des eaux minérales, II, 353. — Des fossiles inflammables, II, 413. — Des marnes, II, 483. — Des minéraux en général, II, 385. — Des mines, II, 415. — Des sels, II, 390. — Des terrains, II, 484.

Animales (Substances), II, 256. — Moyen de les teindre en noir, II, 45. — Leur analyse, II, 459. — Primaires, II, 259. — Plus composées, II, 294.

Anthracite, II, 531.

Antimoine, II, 110, — Son oxide, II, 111. — Chauffé, détone avec la vapeur d'eau, II, 111. — Son sulfure, II, 111. — Son verre, II, 111. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 456. — Son oxide hydro-sulfuré, II, 112. — Action des acides sur l'antimoine, II, 112. — Ses alliages, II, 114. — Analyse de ses mines, II, 420. — Tartarisé; Moyen de reconnoître sa pureté, II, 458.

Appareils chimiques, I, 1. — De Woulf, I, 9-522. — De Cuthbertson, I, 522.

Arbre de Diane, II, 47.

Argentines (Fleurs d'antimoine), II, 111.

Arseniates, II, 119.

Arsenic. Moyens de l'obtenir, II, 116. — Ses propriétés,

II, 116. — Blanchit le cuivre, II, 117. — Propriétés de l'oxide blanc d'arsenic, II, 117. — Son sulfure, II, 118. — Analyse de ses mines, II, 420. — Moyen de le découvrir, II, 428. — Composé d'hydrogène et d'arsenic, II, 119.
Arsenieux (Acide), II, 116. — Ses réactifs, II, 432.
Arsenique (Acide). Moyen de l'obtenir, II, 116. — Ses propriétés, II, 117.
Arseniqué (Gaz hydrogène), II, 117.
Arts (Application de la Chimie aux), II, 439.
Asparagine, II, 224.
Asphalte, II, 220.
Atmosphérique (Air), I, 163. — Son poids, I, 171.
Atomes (derniers) des corps, leur poids, II, 529.
Attraction, I, 17.
Azote. Voyez *Nitrogène*.

B.

Ballons, I, 185.
Barille. Moyen de découvrir sa sophistication, II, 470.
Barite. Son analyse, I, 271. — Ses propriétés, I, 269. — Sa base, I, 271. — Son carbonate, I, 325. — Moyen de la découvrir, II, 435. — Son sulfate, I, 360. — Moyen de l'obtenir pure, I, 269. — Son sulfite, I, 373. — Son sulfure hydroguré, I, 388. — Son nitrate, I, 429. — Son muriate, I, 449. — Son sur-oxi-muriate, I, 488. — Ses oxalate et sur-oxalate, II, 159. — Son citrate, II, 165. — Son acétate, II, 252. — Son emploi comme réactif, II, 368. — Employée comme réactif, II, 363. — Ses réactifs, II, 359.
Barium, I, 271.
Baromètre. Règles pour réduire les gaz à une moyenne de baromètre, II, 551.
Base. Ce que c'est, I, 293. — Pour la teinture, ce que c'est, II, 196.
Baumé (Hydromètre de) II, 558.
Baumes, II, 186.
Benzoïque (Acide), II, 175. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 445.
Bile. Sa résine, II, 271. — De bœuf, II, 307. — Matière particulière dans la bile, II, 309. — Sa matière jaune, II, 309. — Des autres animaux, II, 310. — Humaine, II, 311. — Ses calculs, II, 312.

Bismuth. Ses propriétés, II, 108. — Son oxide, II, 109. — Action des acides sur le bismuth, II, 110. — Son alliage, II, 111. — Sa fumée détruit la ductilité de l'or, II, 111. — Analyse des mines de bismuth, II, 420.
Bitume élastique, II, 220.
Bitumes, II, 218.
Black. (fourneau de), I, 4, 532.
Blanc. Comment on le forme sur une toile peinte en noir, II, 197. — De plomb, II, 99. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 464.
Blanchiment, I, 461.
Bologne (phosphore de), I, 362.
Boracique (acide), Moyen de l'obtenir, I, 506. — Ses propriétés, I, 506. — Sa décomposition, I, 507. — Ses parties composantes, I, 507. — Ses composés salins, I, 510. — Composés d'acides fluorique et boracique, I, 515. — Ses réactifs, I, 366. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 443.
Boracium, I, 507.
Borate de soude, I, 510. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 455.
Borax, I, 510.
Boyle (liqueur fumante de), I, 387.
Brésil (bois de), II, 200.
Briquets, I, 505.
*Bronze, II, 73.

C.

Cachou, II, 203.
Café, II, 214.
Cajeput (huile de), II, 192.
Calcium, I, 276.
Calculs urinaires, II, 331. — Leurs variétés, II, 332. — des animaux, II, 336. — Biliaires, II, 339.
Calomel, II, 55.
Calorimètre, I, 109.
Calorique (observations générales sur le), I, 71. — Répulsif, I, 73. — Dilate les corps, I, 75, 83. — Tend à l'équilibre, I, 76. — S'agite dans toutes les directions avec une force incommensurable, I, 78. — Pouvoir conducteur des corps pour le calorique, I, 78. — Effets dans lesquels il perd ses propriétés distinctives, I, 79. — Absorbé dans la liquéfaction, I, 79. — Dégagé par l'accroisement de densité

des corps, I, 79. — N'est pas combiné chimiquement quand il est à l'état latent, I, 80. — Capacité pour le calorique, I, 81. — Sa quantité absolue, I, 81. — Son mouvement, I, 96. — Sa réflexion, I, 96. — Sa réfraction, I, 96. — Son absorption, I, 99. — Ses conducteurs, I, 101. — Cause de la fluidité, I, 108. — Dégagé par les liquides lorsqu'ils deviennent solides, I, 113. — Dégagé par la séparation d'un sel de sa solution, I, 114. — Cause de la vapeur, I, 114. — Ses parties sont répulsives, I, 117. — Absorbé dans l'évaporation, I, 120. — Dégagé pendant la condensation de la vapeur, I, 122. — Toute la quantité de calorique, dans les corps, ne peut être mesurée, I, 123. — Capacité pour le calorique, I, 125. — Combiné chimiquement dans les gaz, I, 149. — Dégagé des gaz par la pression mécanique, I, 150. — Absorbé généralement pendant la solution, I, 194. — Charbon conducteur lent du calorique, I, 301. — Ses mesures et effets, II, 561. — Tables de ses effets, II, 564. — Expansion de l'air par le calorique, II, 571. — Expansion des liquides par le calorique, II, 572. — Expansion de l'eau par le calorique, II, 572. — Expansion des solides par le calorique, II, 573. — Expansion du verre par le calorique, II, 573. — Tables de calorique spécifique, II, 577. — Libre, I, 83. — Latent, I, 79. — Appareil pour démontrer les faits touchant le calorique, I, 524. Sa fluidité, I, 108 — Rayonnant, I, 77. — Spécifique, I, 128.

Calorique, II, 626. — Capacité des gaz pour le calorique, II, 627.

Caméléon, II, 186.

Camphre, II, 183. — Son acidification, II, 184. — Substance artificielle, ressemblant au camphre, II, 184.

Cantharides, II, 629.

Canton (phosphore de), I, 377.

Caoutchouc, II, 192. — Préparation de l'éther pour dissoudre le caoutchouc, II, 193.

Caractère (métal de), II, 114.

Carbonate d'alumine, I, 333. — D'ammoniaque, I, 321. — De barite, I, 325. — De chaux, I, 328. — De cuivre, II, 67 69. — De fer, II, 86. — De glucine, I, 333. — De magnésie, I, 332. — De plomb, II, 99. — De po-

tasse, I, 318. — De soude, I, 320. — De strontiane, I, 328. — D'ittrya, I, 333. — De zircone, I, 333.

Carbonates, I, 314. — Leurs réactifs, II, 376.

Carbone, I, 297. — Sa combustion. I, 302. — Son gaz oxide, I, 333. — Combinaison d'hydrogène et de carbone, I, 336.

Carboneux (oxide), I, 333. — Moyen de l'obtenir, I, 333. — Ses propriétés, I, 334.

Carbonique (acide), I, 304. — Moyen de l'obtenir, I, 305. Ses propriétés, I, 306. — Se produit dans plusieurs combustions, I, 311. — Ses réactifs, II, 362. — Quantité de ce gaz absorbée par l'eau, I, 192. — Moyen de l'obtenir, I, 305. — Ses propriétés, I, 307. — Son poids, I, 308. — Son effet sur la végétation, I, 313. — Quantité d'oxide carbonique absorbée par l'eau, I, 305. — Se convertit en acide carbonique, par le gaz oxi-muriatique, I, 451.

Carburé (hydrogène). Sa quantité absorbée par l'eau, I, 292. — Ses différentes variétés, I, 336. — Moyen de l'obtenir, I, 335. — Sa combustion, I, 338. — Sa pesanteur spécifique, I, 340.

Carbures, II, 27. — De fer, II, 86.

Carmin. Comment on le prépare, II, 201.

Cartilage, II, 630.

Caseum, II, 316.

Cassius (pourpre de), II, 37.

Castor, II, 280.

Caustique (lune), II, 46.

Cawk, I, 361.

Cérébrale (matière), II, 349.

Cérumen, II, 280.

Chalumeau, I, 16. — Avec l'hydrogène et l'oxigène, I, 16.

Chaleur. Voyez *Calorique*.

Charbon, I, 297. — Quantité nécessaire pour l'évaporation de l'eau, I, 121.

Chaux. Son analyse, I, 275. — Ses propriétés, I, 274. — Sa base, I, 275. — Son hydrate, I 274. — Son lait ou crême, I, 275. — Son carbonate, I, 328. — Ses réactifs, II, 360. Son sous-carbonate, I, 329. — Son sulfate, I, 364. Moyen de le reconnoitre, II, 368. — Son sulfure hydroguré, I, 388. — Son nitrate, I, 430. — Son muriate, I, 451. — comme réactif, II, 364. — Son sur-oxi-muriate,

I, 488. — Son emploi dans le blanchiment, I, 488. — Son phosphure, I, 502. — Son tungstate, II, 131. — Ses réactifs, II, 360. — Son oxalate, II, 159. — Son citrate, II, 165. — Son acétate, II, 252. — Son prussiate comme réactif, II, 369. — Moyen de déterminer sa pureté, II, 479. — Pierre à chaux, I, 364. — Eau de chaux, I, 275. — Son emploi comme réactif, II, 362.

Cheveux. Moyen de les teindre en noir, II, 45. — Leur analyse, II, 348.

Chimie. Sa définition, I, xj. — Sa doctrine et sa nomenclature nouvelle, I, xvj. — Son nouveau système, II, 525.

Chimique. (Laboratoire), I, 1. — Appareils, I, 2.

— (Affinité), I, 17. — Comment elle s'exerce, I, 18. — Causes qui modifient son action, I, 39. — Si elle n'étoit modifiée, elle uniroit les corps en toutes proportions, I, 48. — Unit les atomes seulement en proportions simples, I, 50. — Estimation de ses forces, I, 52. — Expériences sur l'affinité, I, 58.

— (Action), I, 31. — Ses principaux effets, I, 32. — Des composés chimiques, résultat des affinités de leurs élémens, I, 35. — N'a pas lieu sans la solution, I, 22. — N'a pas lieu à des distances perceptibles. I, 31.

Chrome, II, 127. — Analyse des mines de chrome, II, 415.

Chromique (acide), II, 127.

Cinnabre, II, 56. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 461.

Cire, II, 209. — Moyen d'enlever les taches de cire, II, 510.

Citrates alcalins, II, 164. — Terreux, II, 165. — Métalliques, II. 165.

Citrique (acide). Procédé pour l'obtenir, II, 161. — Ses propriétés, II, 163. — Sa combinaison, II, 164.

Cloche (métal de), II, 73.

Clyssus de nitre, I, 421.

Cochenille, II, 220.

Cohésion (affinité de), I, 19. — Moyen de l'enchaîner, I, 22.

Colle, II, 259. — De poisson, II, 259.

Colorantes (matières), II, 196.

Columbium, II, 135. — Analyse des mines de columbium, II, 423.

Combinaison. Altère les propriétés des corps, I, 33.

Combustibles. (bases composées d'oxigène et de) I, 29.

Combustion dans le gaz oxigène, I, 154. — Consume de l'oxigène, I, 156. — Augmente le poids des corps, I, 159. — Acides soutiens de la combustion, I, 292.—Spontanée, II, 181.

Composés. Leur action chimique résulte de l'affinité de leurs parties, I, 32. — Proportions des élémens de quelques composés, II, 528.

Congélation, II, 621. — Artificielle, II, 571. Points de congélation, II, 564.

Coquilles, II, 346.

Corrosif (sublimé), II, 54. —Moyen de le découvrir, II, 434. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 458.

Corne, II, 346.

Cornues, I, 8. — Lut pour les cornues, I, 11.

Couleurs. Détruites par le charbon, I, 301. — Substantives et adjectives, II, 197.

Coupellation, I, 38.

Coupelle (fourneau de), I, 4.

Couvertes pour les cornues, I, 12.

Crême, II, 314.— De tartre, II, 173.— Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 458.

Creuset, I, 5. — De platine, II, 42.

Cristallisation, I, 19. — Eau de cristallisation, I, 25.

Cristaux (structure des), I, 27.

Crocus metallorum, II, 112.

Cuivre. Ses propriétés, II, 66. — Ses oxides, II, 66. — Son sulfate, II, 68. — Son carbonate, II, 69. — Son nitrate, II, 70. — Son hydro-oxide, II, 70. — Son muriate, II, 70. — Son sous-muriate, II, 71. — Son acétate, II, 254. — Son sulfure, II, 72. — Combinaison d'ammoniaque et de cuivre, II, 73. — Ses alliages, II, 73. — Son arseniite, II, 119. — Analyse de ses mines, II, 435. — Moyen de le découvrir, II, 417.

Cuticule, II, 347.

D.

Dalton. Nouveau système de philosophie chimique, II, 525.
Décomposition effectuée par le galvanisme, I, 26. — Simple, I, 37.
Déliquescence, I, 25.
Demi-métaux, II, 31.
Dents, II, 342.
Désoxidant. Pouvoir de la lumière, I, 133.
Détonantes (poudres), I, 422, II, 35-48-54.
Diamant, I, 297. — Sa combustion, I, 302.
Digestion (secrétions servant à la) II, 303.
Dilatation. Voyez *Expansion.*
Dippel (huile de), II, 340.
Dissolvant (pouvoir), I, 20.
Distillation, I, 7.
Doré (soufre) d'antimoine, II, 112.
Dorure, II, 37.
Douilles, I, 524.
Ductiles (métaux), II, 32.

E.

Eau. Quantité de charbon nécessaire pour l'évaporer, I, 121. — Sa composition, I, 183. — Son analyse, I, 187. — Sa propriété et ses effets, I, 191. — Contient de l'air, I, 191. — Quantité de gaz absorbé par elle, I, 192. — Contenue dans l'atmosphère dans les saisons les plus froides, I, 193. — Changement de température produit par la solution des corps dans l'eau, I, 194. — Pendant la solution donne de l'air, et son volume est altéré, I, 194. — A son pouvoir dissolvant augmenté par la diminution de pression, I, 196. — Dilatée par le froid, I, 196. — Décomposée par le galvanisme, I, 213. — Contient toujours des sels neutres en solution, I, 194. — Est probablement un oxide métallique, I, 264. — Formée par l'intermède du charbon, I, 300. — Décomposée par le phosphure de chaux, I, 502. — Appareil pour démontrer la composition de l'eau, I, 183. — Danger des vaisseaux de plomb pour l'eau, II, 436. — Réactifs pour connoître sa crudité, I, 374. — Quantité des gaz absorbés par l'eau, I, 192. — Solubilité des sels dans l'eau, II, 582.

Eau forte. Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 441.

Eaux minérales, II, 352. — Sulfureuses naturelles, I, 380.

Ebullition (point d'), I, 114. — Varie par la pression, I, 116. — De divers fluides, I, 116.

Ecailles, II, 346.

Ecarlate (solution d'étain employée pour la teinture en), II, 200.

Efflorescence, I, 46. — Son influence sur l'affinité chimique, I, 46.

Elasticité. Son effet sur l'affinité chimique, I, 44. — Augmentée par le calorique, I, 44.

Elécampe (principe particulier dans l'), II, 225.

Elective (affinité), I, 36.

Email (fourneau à) I, 4.

Encre, II, 82. — Celle qui est difficile à détruire, II, 83. De sympathie, II, 81. — Moyen d'enlever ses taches, II, 507.

Etamage par la voie humide, II, 97.

Ether (solution de phosphore dans l'), I, 505. — Solution d'or dans l'éther, II, 38. — Solution de platine dans l'éther, II, 42. — Ses propriétés, II, 243. — Sa purification, II, 243. — Son analyse, II, 245. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 467. — Acétique, II, 241. — Fluorique, II, 241. — Muriatique, II, 240. — Nitrique, II, 239. — Phosphorique, II, 241. — Pyro-acétique, II, 250. — Sulfurique, II, 243. — Arsenique, II, 241.

Ethiops minéral, II, 56. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 462. — Per se, II, 51.

Eudiomètre de Berthollet, I, 165. — De Dalton, I, 401. — De Davy, I, 407. — De Guyton, I, 168. — De Hope, I, 168-520. — De Pepys, I, 170. — De Séguin, I, 165. — De Volta, I, 174-521. — Avec gaz nitreux, I, 40. — Avec la solution de gaz nitreux dans le sulfate de fer, I, 407. — Avec la solution de sulfure de potasse, I, 168.

Eudiométrie (remarques sur quelques procédés de l'), II, 532.

Evaporation. Causée par le calorique, I, 117.

Evaporatoires (fourneaux), I, 3. — Vases, I, 6.

Expansion, I, 75.

Extrait végétal, II, 144.

F.

Feuilles d'or, II, 32.
Fiel (pierre du), II, 312.
Fils (tenacité des), II, 5.
Fluo-borique (acide), I, 515.
Fluorique (acide). Moyen de l'obtenir, I, 511. — Liquide, I, 513. — Ses composés, I, 514. — Ses propriétés, I, 514. — Composé d'acides boracique et fluorique, I, 515. — Gaz, moyen de l'obtenir, I, 511. — Ses propriétés, I, 511. — Décomposé par le potassium, I, 512. — Composé d'acides boracique et fluorique, I, 515.
Flux, II, 424. — Blanc, II, 425. — Noir, II, 425.
Foie d'antimoine, II, 112. — De soufre, I, 377.
Formique (acide). Composé d'acides malique et acétique, II, 293.
Fourneaux de chimie, I, 2. — Portatif d'Aikin, I, 5-525. — De Knight, I, 4-527. — De Black, I, 4-532. — A réverbère, I, 4-531. — De coupelle ou d'émailleur, I, 4-532. — A vent, I, 3-529. — De Chenevix, I, 533. — Remarques générales sur les fourneaux, I, 2.
Frigorifiques (tables de mélanges), II, 574.
Froid. Moyen de le produire artificiellement, II, 574.
Fromage, II, 316.
Fruits (moyen d'enlever les taches de), II, 509.
Fulminant (or), II, 35. — Mercure, II, 54. — Argent, II, 48.
Fulminante (poudre), I, 422.
Fumante (liqueur), de Boyle, I, 388. — De Libavius, II, 96.
Fumée, (noir de), II, 340.
Fusible (métal), II, 110.
Fusion, I, 108. — Aqueuse, I, 25. — Points de fusion, II, 564.
Fustet, II, 220.

G.

GALÈNE, II, 104.

GALLE (teinture de noix de). Employée comme réactif, II, 358.

GALLATE de fer, II, 82.

GALLIQUE (acide) Moyen de l'obtenir, II, 166. — Ses propriétés, II, 167.

GARANCE, II, 200. — Laque de garance, II, 201.

GALVANIQUES (appareils). Leur construction, I, 200. — Pile, I, 203. — Théorie de son action, I, 226.

GALVANISME (excitation du), I, 200. — Ses effets, I, 200. — Son identité avec l'électricité ordinaire, I, 207. — Son action chimique, I, 210. — Théorie des changemens produits par le galvanisme, I, 221.

GAS-HOLDER, I, 141.

GASTRIQUE (suc), II, 305.

GAYAC, II, 185.

GAZ, I, 137. — Effets du calorique sur les gaz, I, 143. — Leur expansion par la chaleur, I, 148. — Manière dont ils conduisent le calorique, I, 149. — Appareils pour les expériences sur les gaz, I, 138. — Méthode de les peser, I, 144. — Méthode de les transvaser, I, 147. — Calorique chimiquement combiné dans les gaz, I, 149. — Dégagent leur calorique latent par la compression, I, 150. — Leur volume est inversement, comme les poids qui les compriment, I, 151. — Table des gaz, I, 152. — Se mêlent dans toutes les circonstances, I, 183. — Quantité de gaz absorbée par l'eau, I, 192. — Leur absorption par le charbon, I, 300. — Lois générales de leur union, II, 525. Table des poids absolus, des pesanteurs spécifiques, et des quantités de gaz absorbés par l'eau. II, 549. — Leurs composés solides et fluides, II, 550-551. — Règles pour les réduire à une température et à une pression donnée, II, 551. — Appareils pour les obtenir, I, 138. — Appareils pour les recevoir, I, 138.

GAZ ammoniac, I, 253. — Hydrogène, arseniqué, II, 119. — Azote ou nitrogène, I, 161. — Carbonique, acide, I, 304. — Oxide carboneux, I, 133. — Hydrogène, carburé, I, 336. — Fluo-borique, acide, I, 505. — Fluo-

rique, acide, I, 511. — Hydro-carburé, I, 336. — Hydrogène, I, 171. — Zincé, II, 106. — Muriatique, acide, I, 435. — Nitrique, acide, I, 395. — Oxide, I, 400. — Nitrogène, I, 161. — Nitreux, acide, I, 400. — Oxide, I, 409. —Oléfiant, I, 338, II, 634. — Hydrogène oxi-carburé, I, 341. — Hydrogène potassé, I, 250. — Hydrogène sulfuré, I, 379. — Acide sulfureux, I, 354. — Hydrogène telluré, II, 521.

Gaz nouveau, II, 632.

Gazomètre, I, 140. — A mercure, I, 143.

Gélatine. Moyen de l'obtenir, II, 259. — Ses propriétés, II, 260. — Ses réactifs, II, 261. — Sa décomposition, II, 263.

Gemmes. Préparation du soufre, pour prendre les impressions, I, 343.

Glauber (sel de). Voyez *Sulfate de soude*.

Glucine. Tentatives pour la décomposer, I, 287. — Moyen de l'obtenir, I, 285. — Ses propriétés, I, 286. — Son carbonate, I, 333. — Son sulfate, I, 372. — Son nitrate, I, 432. — Son muriate, II, 452.

Glucinium, I, 287.

Gluten animal, II, 259. — Végétal, II, 190.

Gomme, II, 147. — Acide obtenu de la gomme, II, 149. — De pays, II, 190. Elastique, II, 192.

Gommes-résines, II, 186.

Goudron, II, 220.

Goulard (extrait de). Son emploi comme réactif, II, 368.

Graisse des animaux, II, 283. — Oxigénée, II, 283.

Gravelle urinaire, II, 284.

Gravitation, I, 18.

Gypse, I, 364.

H.

Hahneman (réactif de), II, 438.

Hématine, II, 202.

Hepar, I, 377.

Homberg (pyrophore de), I, 370.

Huile — Enflammée à la surface de l'eau, I, 399. — Animale de Dippel, II, 340. — Douce de vin, II, 239.

Huiles animales, II, 281. — Fixes; comment on les obtient, II, 177. — Leurs propriétés, II, 178. — Forment des savons avec les alcalis, II, 179. — Dissolvent le soufre, II, 180. — Rendues siccatives par les oxides métalliques, II, 180. — Action des acides sur elles, II, 181. — Leur combustion spontanée, II, 181. — Volatiles ou essentielles, II, 182. — Moyen de découvrir leur falsification, II, 467.

Hydrate de chaux, I, 274. — De cobalt, II, 123. — De cuivre, II, 70. — De fer, II, 78. — De nickel, II, 92.

Hydro-carburé (gaz), I, 336.

Hydrogène probablement métallique, II, 517. — Composés de métaux et d'hydrogène, II, 20. — Sa nature, II, 515.

Hydrogène (gaz), I, 171. — Moyen de l'obtenir, I, 172. — Ses propriétés, I, 172. — Brûlé dans un tube, produit des sons musicaux, I, 179. — Précaution en le brûlant, I, 179, *note*. — Détone par la compression, quand il est mêlé à l'oxigène, I, 179. — Son poids, I, 181. — Forme de l'eau avec l'oxigène, I, 184. — Quantité d'hydrogène absorbée par l'eau, I, 192. — Combinaison d'acide oxi-muriatique et d'hydrogène, I, 456. — Ses diverses espèces contiennent du charbon, et probablement de l'oxigène, II, 532. — Arseniqué, II, 119. — Carburé, I, 336. — Oxi-carburé, I, 341. — Phosphuré, I, 503. — Potassé, I, 250. — Sulfuré, I, 379. — Son union avec les terres et les alcalis, I, 382. — Sa nature, II, 515. — Son composé avec les oxides, II, 26. — Avec les métaux, II, 25. — Telluré, II, 521. — Zincé, II, 106.

Hydrogéné (soufre) liquide, I, 389. — Sulfures; moyen de les former, I, 385. — Leurs propriétés, I, 386.

Hydro-oxide de cobalt. II, 123. — De Cuivre, II, 70. — De fer, II, 78.

Hydro-sulfures, I, 382. — Alcalins, employés pour découvrir le plomb, II, 436. — Noircissent le verre, I, 382. — D'ammoniaque, I, 383. — De barite, I, 382. — De chaux, I, 382. — De potasse, I, 382. — De soude, I, 382. — De strontiane, I, 383. — De zinc, II, 106.

I.

Imprimerie (caractères d'), II, 114.

Indigo, II, 198.

Inflammables (analyse des fossiles), II, 413.
Insolubilité, I, 43.
Inuline, II, 226.
Iridium, II, 62.
Ittria. Voyez *Yttrya*.
Ivoire. Moyen de le couvrir avec de l'argent, II, 46.

J.

Jaune (bois), II, 200.
Jointures (fluides des cavités des), II, 322.
Joubarbe (acide malique obtenue de la), II, 169.

K.

Kermès minéral, II, 112.
Koumiss, II, 318.

L.

Laboratoire, I, 1.
Laccique (Acide), II, 287.
Lait (Propriétés du), II, 314. — Sa fermentation vineuse, II, 318. — Son sucre, II, 318. — Son acide, II, 318. — Ses différentes espèces, II, 319.
Lampe, I, 9.
Laques. Comment on les obtient, 2, 201.
Lard, II, 283.
Larmes, II, 320.
Latent (Calorique), I, 73.
Libavius (Liqueur fumante de), II, 96.
Liége et son acide, II, 216.
Ligamens, II, 345.
Ligneuse (Fibre), II, 194.
Limons, II, 161.
Liquéfaction, I, 45.
Liqueurs des surfaces, II, 321.
Liquides. Leur expansion par la chaleur, I, 83. — Manière dont ils se conduisent avec la chaleur, I, 93. — Dégagent de la chaleur en devenant solides, I, 113. — Leur point de congélation, II, 565. — Leur expansion par la cha-

leur, II, 573. — Tube pour les décanter, I, 515. — Bouteilles pour prendre leur pesanteur spécifique, I, 515.

Lithique (Acide), II, 284.

Litmus (Infusion de), II, 355. — Son emploi comme réactif, II, 355. — Rougie par le vinaigre; son emploi comme réactif, II, 357.

Lune cornée, II, 44.

Luts, I, 12.

M.

Magister de bismuth, II, 109.

Magnésie. Ses propriétés, I, 276. — Son analyse, I, 277. — Sa base, I, 276. — Son carbonate, I, 332. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 466. — Son sulfate, I, 366. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 454. — Son sulfite, I, 373. — Son nitrate, I, 431. — Son muriate, I, 451. — Son oxalate, II, 159. — Son citrate, II, 163. — Son acétate, II, 253. — Réactifs de ses sels, II, 361-371. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 466.

Malique (Acide). Moyen de l'obtenir, II, 168. — Ses propriétés, II, 169.

Malléabilité, II, 3.

Malte, II, 220.

Manganèse. Moyen de l'obtenir, II, 124. Ses propriétés, II, 124. — Ses oxides, II, 125. — Action des acides sur lui, II, 125. — Donne une teinte violette au borax, II, 126. — Le composé de son oxide avec la potasse donne différentes couleurs avec l'eau, II, 128. — Son sulfure, II, 127. — Son oxide sulfuré, II, 127. — Ses alliages, II, 128. — Analyse de ses mines, II, 421. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 477.

Manne, II, 155.

Marbre. I, 328.

Marnes (Analyse des) II, 483.

Masses (Influence des) d'après Berthollet, I, 40.

Massicot, II, 99.

Matras, I, 14.

Mécanique (Influence de la) sur la division, l'affinité et la solution des corps, I, 63.

Mélasse, II, 131.

Mellilite, II, 223.

Mellitique (Acide), II, 223.

Membranes, II, 346.

Mendererus (Esprit de), II, 252.

Mercure (Cuve à), I, 9. — Sa congélation, I, 513, II, 50. — Sa combinaison avec le potassium, I, 241. — Avec le sodium, I, 253. — Avec l'ammonium, I, 260. — Avec les bases des terres, I, 267. — Sa pesanteur spécifique augmentée par la congélation, II, 50. — Sa volatilisation, II, 50. — Ses oxides, II, 51. — Moyen de s'assurer de leur pureté, II, 460. — Ses sulfate et sur-sulfate, II, 52. — Son nitrate, II, 52. — Son emploi comme réactif, II, 366. — Son sous-nitrate, II, 53. — Son oxide nitreux, II, 53. — Fulminant, II, 53. — Son muriate, II, 54. — Ses réactifs, II, 434. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 458. — Son sous-muriate, II, 54. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 458. — Ses alliages, II, 50. — Ses sulfures, II, 50. — Son emploi comme réactif, II, 363. — Analyse de ses mines, II, 419. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 459. — Appareil pour le congeler, I, 523.

Mesures angloises réduites en mesures françoises, II, 540. — Suédoises, II, 540. — Anciennes de France, II, 541. — Modernes de France, II, 547. — Once du Dr. Priestley, réduite en pouces cubiques anglois, II, 548.

Métaux. Leurs pouvoirs comparatifs de conduire la chaleur, I, 102. — Fondus et brûlés par l'électricité et le galvanisme, I, 210. — Leur énumération, II, 1. — Leurs propriétés générales, II, 2. — Ordre dans lequel ils réfléchissent la lumière et le calorique, II, 3. — Leurs propriétés chimiques, II, 4. — Leur oxidation, II, 9. — Proportion d'oxigène nécessaire pour leur solution, II, 15. — Leurs différens degrés d'oxidation, II, 19. — Action des solutions alcalines sur eux, II, 17. — Leurs alliages, II, 200. — Composés d'hydrogène et des métaux, II, 20. — Composés de soufre et des métaux, II, 21. — D'hydrogène sulfuré, II, 21-25. — De phosphore et de métaux, II, 27. — De carbone et de métaux, II, 27. — Leurs propriétés altérées dans les alliages, II, 27. — Leur classification, II, 31. — Malléables, II, 32. — Cassans et facilement fusibles, II, 108. — Et difficilement fusibles,

II, 120. — Réfractaires, II, 133. — Ténacité de plusieurs métaux, II, 5. — Table présentant quelques propriétés des métaux, II, 590. — Couleurs de leurs précipités, II, 593.

Métallique (Eclat), II, 2.

Météoriques (Pierres). Contiennent toutes du fer allié avec du nickel, II, 93.

Miel, II, 155. — Pierre de miel, II, 223.

Minérales (Analyse des eaux), II, 352. — Leur examen par les réactifs, II, 354. — Substances que l'on peut y soupçonner, et moyen de les reconnoitre, II, 375. — Leur analyse par l'évaporation, II, 377.

Minéraux. Règles générales pour les examiner, II, 385.

Mines (Analyse des), II, 415. — Par la voie sèche, II, 424.

Molécules intégrantes, I, 19.

Molybdate de potasse, II, 130.

Molybdène (Mines de), II, 128. — Moyen de l'obtenir, II, 128. — Ses propriétés, II, 129. — Ses oxides, II, 129. — Action des acides sur lui, II, 130. — Analyse de ses mines, II, 422.

Molybdique (Acide). Moyen de l'obtenir, II, 130. — Ses propriétés, II, 130.

Mordant, II, 196.

Moroxilique (Acide), II, 176.

Moscouade, II, 151.

Moufle, I, 6-525.

Mucilage, II, 147, II, 636.

Mucus, II, 269. — Ses réactifs, II, 270. — Du nez, II, 319.

Muriate — D'alumine, I, 452. — D'ammoniaque, I, 447; Sur-oxigéné, I, 487. — D'argent, II, 44. — De barite, I, 449; Sur-oxigéné, I, 488. — De bismuth, II, 109. — De chaux, I, 11; Sur-oxigéné, II, 488. — De cuivre, II, 71. — D'étain, II, 96. — De fer, II, 79. — De glucine, I, 452. — D'iridium, II, 63. — De magnésie, I, 451. — De mercure, II, 54. — De platine, II, 41. — De potasse, I, 444; Sur-oxigéné, I, 462. — De plomb, II, 102. — De rhodium, II, 58. — De soude, I, 445; Sur-oxigéné, II, 486. — De strontiane, I, 450; Sur-oxigéné, I, 488. — D'ittrya, I, 453. — De zinc, II, 107. — De zircone, I, 452.

Muriates. Leurs réactifs, II, 364. — Sur oxigénés, I, 462.

Muriatique (Acide), I, 435. — Son affinité pour l'eau, I, 436. — Tentatives pour découvrir sa nature, I, 437. — Procédé pour le préparer, I, 440. — Ses propriétés, I, 443. — Ses réactifs, II, 364. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 442. — Oxigéné, I, 453. — Sulfuré, I, 458. — Gaz; moyen de l'obtenir, I, 435. — Ses propriétés, I, 436. — Action du potassium sur lui, I, 488. — Eau qui lui est essentielle, I, 439. — Ses affinités sont très fortes et très-étendues, I, 440. — Oxigéné, I, 453.

Murio-phosphoreux (Acide), I, 458-494.

Murio-phosphorique (Acide), I, 458-494.

Murio-sulfurique (Acide), I, 490.

Muscles (Bases des), II, 272. — Couvertis en gras, II, 282. — Leurs parties composantes, II, 345.

Musicaux. Sons obtenus en brûlant de l'hydrogène dans un tube, I, 179.

Myrica cerifera (Baies de). Contiennent de la cire, II, 211.

Myrthe (Cire de), II, 212.

N.

Nacre de perles, II, 343.

Naphte, II, 219.

Narcotique (Principe), II, 213.

Nerfs, II, 344.

Neutralisation, I, 32, 55, 61, 68.

Neutres (Sels), I, 294.

Nez (Mucus du), II, 319.

Nickel. Moyens de le purifier, II, 90. — Ses propriétés, II, 91. — Alliage de fer et de nickel dans les pierres météoriques, II, 93.

Nitrate — D'alumine, I, 432. — D'ammoniaque, I, 428. — D'antimoine, II, 113. — D'argent, II, 43. — De barite, I, 429. — De bismuth, II, 109. — De chaux, I, 430. — De cobalt, II, 123. — De cuivre, II, 70. — D'étain, II, 95. — De fer, II, 79. — De glucine, I, 432. — De magnésie, I, 431. — De mercure, II, 52. — De plomb,

II, 102. — De potasse, I, 417. — De soude, I, 427. — De strontiane, I, 430. — D'yttria, I, 433. — De zinc, II, 107. — De zircone, I, 432.

NITREUX (Acide), I, 415. — Son emploi comme réactif, II, 359. — Quantité de ce gaz absorbée par l'eau, I, 192. — Ses propriétés, I, 400. — Son emploi dans l'eudiométrie, I, 401. — Sa décomposition, I, 404. — Sa synthèse, I, 405.

NITREUX (Oxide). Sa quantité absorbée par l'eau, I, 192. Moyen de l'obtenir, I, 409. — Moyen de reconnoître sa pureté, I, 412. — Ses propriétés, I, 412. — Effets que l'on éprouve en le respirant, I, 415. — Oxide nitreux de mercure, II, 53.

NITRIQUE (Acide), I, 395. — Ses propriétés, I, 396. — Table de sa force, I, 397. — Sa décomposition, I, 399. — Procédé pour le préparer, I, 395. — Elastique dans son état de pureté, I, 516. — Employé comme réactif, II, 359. — Ses réactifs, II, 358. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 441.

NITRIQUE (Oxide), I, 400.

NITROGÈNE (Gaz), I, 161. — Composé d'hydrogène et d'oxigène, I, 161. — Procédé pour l'obtenir, I, 161. — Ses propriétés, I, 162. — Son poids, I, 162. — Quantité de nitrogène absorbée par l'eau, I, 192. — Son mélange avec l'oxigène, I, 391. — Sa nature, II, 515. — Son oxide gazeux. *Voyez* OXIDE NITREUX.

NITRO-MURIATE d'antimoine, II, 113. — De cobalt, II, 123. — D'étain, II, 96. — D'or, II, 34.

NITRO-MURIATIQUE (Acide), I, 489.

NITRO-SULFURIQUE (Acide), I, 490.

NITRUM FLAMMANS, I, 429.

NOMENCLATURE (Nouvelle), I, xvj.

O.

ODEURS, détruites par le charbon, I, 301.

OEIL (humeur de l'), II, 321.

OEUFS, (blanc d'). Voyez *Albumine.*

OLÉFIANT. Quantité de gaz absorbée par l'eau, I, 192. —

Moyen de l'obtenir, I, 338. — Ses propriétés, I, 338. — Action du gaz acide muriatique sur lui, I, 338.

Once mesure du docteur Priestley, II, 548.

Ongles, II, 346.

Opium, II, 187.

Or. Sa malléabilité, II, 32. — Sa ductilité, II, 32. — Ses propriétés physiques, II, 32. — Ses propriétés chimiques, II, 33. — Ses oxides, II, 33. — Son composé fulminant, II, 35. — Ses précipités, II, 37. — Sa solution dans l'éther, II, 38. — Sa purification, II, 38. — Ses alliages, II, 39. — Sa pureté, II, 39. — Sa couleur détruite par le palladium et le platine, II, 62. — Ses imitations, II, 73. — Sa ductilité détruite quand on le garde en fusion près d'un bain de bismuth, II, 110. — *Idem*, près d'un bain d'antimoine, II, 114. — Analyse de ses mines, II, 416.

Orpiment, II, 118.

Orseille, II, 200.

Os, II, 339. — Leur distillation, II, 340. — Leur Analyse, II, 341.

Oseille, (sel d'), II, 158.

Osmium, II, 64. — Analyse de ses mines, II, 423.

Oxalate d'ammoniaque, II, 158. — De barite, II, 158. — De chaux, II, 159. — De magnésie, II, 159. — De potasse, II, 157. — De soude, II, 158. — De strontiane, II, 158.

Oxalates. Leur usage comme réactifs, II, 360.

Oxalique (acide). Moyen de l'obtenir, II, 156. — Ses propriétés, II, 156. — Sa composition, II, 157. — Se trouve natif dans les végétaux, II, 176. — Son emploi comme réactif, II, 360.

Oxi-carburé (hydrogène), I, 341.

Oxidation, II, 7. — Ses différens degrés, II, 19.

Oxides. Comment on les forme, I, 159, II, 8. — Cèdent tous leur oxigène au potassium, I, 248. — Différens, II, 14. — Quantité d'acide nécessaire pour leur saturation, est en proportion de la quantité d'oxigène, II, 13. — Leur solubilité est en raison de l'oxigène qu'ils contiennent, II, 15. — Leur décomposition, II, 18. — Leur terminaison, II, 19. — Leurs couleur et proportion, II, 20.

Oxigène. N'est pas le principe unique de l'acidité, I, 160-290. — Composés des bases combustibles avec lui, I, 292. — Proportion d'oxigène nécessaire pour la solution de différens métaux, II, 16.—Maximum des quantités absorbées par différentes substances, II, 596. — Gaz, I, 153. — Obtenu de diverses substances, I, 153. — Ses propriétés, I, 154.—Son poids, I, 154.—Diminue par la combustion, I, 156. — Absorbé par les corps brûlés, I, 159. — Son union produit des oxides, des acides, ou des alcalis, I, 160.—Soutient la vie des animaux, I, 160.—Probablement absorbé par le sang, I, 161.—Forme de l'eau avec l'hydrogène, I, 174. — Sa quantité absorbée par l'eau, I, 192.— Mélanges de nitrogène et d'oxigène, I, 391-402. — Moyen de l'obtenir des oxides de plomb, II, 100.

Oxi-muriate d'antimoine, II, 113. — D'étain, II, 96.

Oxi-muriatique (acide), I, 453. — Moyen de le former, I, 453. — Moyen de reconnoitre sa pureté, I, 454. — Ses propriétés, I, 454. — Classé avec l'oxigène, parce que c'est un principe acidifiant, II, 535.

Oxi-muriatique (gaz). Moyen de l'obtenir, I, 453. — Ses propriétés, I, 454.—Se combine avec l'hydrogène, I, 456.

Oxi-nitrique (acide), I, 392.

Oxi-phosphate de fer, II, 85. — Sulfate de fer, II, 78.

P.

Pain (sucre en). Sa préparation, II, 152.

Palladium, II, 59. — Ses réactifs, II, 60. — Analyse de ses mines, II, 423.

Pancréatique (suc), II, 306.

Papier (préparation de), comme réactif, II, 355. — Bleu foncé, enveloppe des pains de sucre, employé comme réactif, II, 357.

Papin (digesteur de), I, 116.

Peau, II, 347.

Peinture rouge-brun fine, II, 90. — Moyen d'ôter les taches de peinture, II, 509.

Péricarde, (liqueur du), II, 307.

Perlasse, I, 318. — Moyen de connoitre la quantité d'alcali qu'elle contient, I, 317, II, 469.

Perles, II, 343.

Péroxides, II, 19.

Pesanteur spécifique des gaz, II, 551. — Des solides et des fluides, II, 554. — Règle pour calculer le poids absolu d'après elle, II, 556. — Des mélanges d'alcool et d'eau, II, 559. — Des mélanges d'acide sulfurique et d'eau, II, 560.

Petit-lait, II, 317.

Petrole, II, 220.

Phosphate de fer, II, 85. — De soude, I, 498-373.

Phosphates, I, 498.

Phosphites, I, 499.

Phosphore. Son action sur le gaz muriatique oxigéné, I, 458-494. — Ses propriétés, I, 490. — Son analyse, I, 492. — Son oxigénation, I, 493. — Moyen de l'obtenir, I, 496. — Ses composés binaires, I, 500. — Phosphore, II, 636.

Phosphore liquide, I, 505. — Sa solution dans l'éther, I, 505. — Se combine avec les métaux, II, 26.

Phosphores solaires, I, 134-362-377.

Phosphoreux (acide), I, 499. — Ses propriétés, I, 499. — Composé d'acides muriatique et phosphoreux, I, 499.

Phosphorique (acide), I, 495. — Moyen de le préparer, I, 495. — Existe dans les végétaux, II, 177. — Ses réactifs, II, 367-368.

Phosphoriques (briquets), I, 505.

Phosphuré (gaz hydrogène). Sa préparation, I, 503. — Ses propriétés, I, 503.

Phosphures métalliques, II, 26.

Photomètre, I, 136.

Picromel, II, 309.

Picrotoxine, II, 638.

Pierres (analyses des), II, 393. — Substances qu'on peut y soupçonner, et moyen de les obtenir, II, 412.

Pinchbeck, II, 73.

Platine (propriétés du), II, 40. — Ses réactifs, II, 41. — Ses usages, II, 42. — Sa solution éthérée, II, 42. — Détruit la couleur de l'or, II, 41. — Fondu par la com-

bustion du gaz hydrogène zincé, II, 106. — Analyse de ses mines, II, 416.

Platre de Paris, I, 364.

Plomb (propriétés du), II, 98.—Ses oxides, II, 99. — Son carbonate, II, 99.—Purification de l'or et de l'argent par le plomb, II, 38.—Moyen d'obtenir l'oxigène de ses oxides, II, 100. — Danger d'y garder de l'eau, II, 436. — N'est pas soluble dans l'acide sulfurique, II, 102.

Plomb (sulfate de), II, 102. — Son nitrate, II, 102. — Son emploi comme réactif, II, 366. — Son muriate, II, 103. — Son sur-acétate, II, 103. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 464. — Son acétate, II, 103. — Son emploi comme réactif, II, 366. — Remède contre le plomb, II, 439. — Ses réactifs, II, 104. — Son oxide décompose le muriate de soude, II, 104. — Son sulfure, II, 104. — Analyse de ses mines, II, 419. — Moyen de le découvrir, II, 436. — Moyen de le découvrir dans le vin, II, 438. — Devient plus dense par la compression, II, 533. — Soluble dans l'eau distillée, II, 101.

Plomb corné, II, 103.

Plombagine, II, 89.— Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 89. — Sa composition, II, 89.

Plombiers (soudure des), II, 98.

Plumes, II, 349.

Poids, Anglois, réduits en poids françois, II, 539. D'Allemagne, II, 540. —Flamands, II, 540. — De Suède, II, 540.— Anciens, de France, II, 541. — Nouveaux, de France, II, 547. — Absolu des gaz, II, 549; régle pour le calculer d'après leur pesanteur spécifique, II, 551.

Poisons. Moyen de les découvrir, II, 427. — Remèdes contre quelques poisons, II, 439.

Poix minérale, II, 220.

Polychroïte, II, 640.

Pomme de terre, II, 188.

Portatifs (fourneaux), I, 3.

Portative (soupe), II, 259.

Pot (métal de), II, 97.

Potasse (préparation de), I, 234. — Contient toujours de l'eau et de l'acide carbonique, I, 235. — Ses propriétés,

I, 235. — Ses parties composantes, I, 236. — Son sous-carbonate, I, 317; moyen de l'obtenir, I, 318. — Son emploi comme réactif, II, 361. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 445. — Du commerce, I, 317. — Moyen de connoître sa quantité réelle dans celle du commerce, II, 469. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 455. — Son carbonate, I, 318. — Sa différence avec le sous-carbonate, I, 319. — Son sulfate, I, 357; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 450. — Son sur-sulfate, I, 358.—Son sulfite, I, 374. — Son sulfure hydroguré, I, 388. — Son nitrate, I, 417; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 451. — Son nitrite, I, 433. — Son muriate, I, 444. — Son sur-oxi-muriate, I, 462. — Son action puissante sur les corps inflammables, I, 486. — Son prussiate, II, 369; meilleur moyen de le préparer, II, 290. — Son emploi comme réactif, II, 450. — Son arseniate, II, 119. — Son molybdate, II, 130. — Son oxalate, II, 157. — Son sur-oxalate, II, 158.—Son quadroxalate, II, 158. — Son citrate, II, 164. — Son tartrate, II, 173; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 452. — Son sur-tartrate, II, 173; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 453. — Son acétate, II, 251; sa solution, moyen de s'assurer de sa pureté, II, 446.

Potassé (gaz hydrogène), I, 250.

Potassium, I, 244, II, 641. — Moyen de l'obtenir, I, 241. — Ses propriétés, I, 244. — Action de l'eau sur lui, I, 245. —Action des acides sur le potassium, I, 246. — Son phosphure, I, 247. — Son sulfure, I, 247. — Son amalgame, I, 247.—Réduit tous les oxides, I, 248. — Son alliage avec l'ammonium, I, 261. — Action de l'hydrogène sulfuré sur lui, I, 382. — Sa nature, II, 517. — Son alliage avec le tellure, II, 523. — Son alliage avec l'arsenic, II, 523.

Poudre a canon, II, 643.

Pourpre de Cassius, II, 37.

Précipitation, I, 233, II, 37. —Vases pour l'opérer, I, 519.

Précipitation, II, 650.

Précipités. Appareil pour les sécher, I, 15-521. — *Per se*, II, 52.— Rouge, II, 53.

Présure, II, 316.

Priestley (onces mesures du docteur), réduites en pouces cubes, II, 548.

Prince robert (métal du), II, 73.
Protoxides, II, 19.
Prusse (bleu de). Moyen de le préparer, II, 291.
Prussiate de chaux, II, 369. — De fer, II, 80. — De palladium, II, 62. — De potasse, II, 369.
Prussique (acide). Obtenu des végétaux, II, 177. — Moyen de l'obtenir, II, 290. — Ses propriétés, II, 292.
Putréfaction. Empêchée par le charbon, I, 301. — Retardée par l'acide carboniqne, I, 313.
Pyro-acétique (éther ou esprit), II, 250.
Pyro-ligneux (acide). Le même que l'acide acétique, II, 249.
Pyromètre, I, 84-282. — Echelle du pyromètre de Wedgwood, II, 565.
Pyrophore de Homberg, I, 362-401.
Pyro-tartarique (acide), II, 172.

Q

Quadroxalate de potasse, II, 158.
Quercitron (écorce de), II, 200.

R.

Raves. Papier teint avec le suc de raves. Employé comme réactif, II, 354.
Rayonnant (calorique), I, 96.
Réactifs, II, 354. — Réalgar, II, 118. — Récipient capillaire, I, 8.
Réduction des métaux, II, 18.
Réfractairés (métaux), II, 133.
Refroidissement. Varie par différentes circonstances, I, 93-96.
Résines, II, 185. — Animales, II, 279.
Respiration. Diminue le volume de l'air, I, 170. — Produit de l'acide carbonique, I, 170. — Sa fonction, II, 298.
Retinasphalte, II, 221.
Revivification des métaux, II, 18.

Rheum palmatum, contient de l'acide oxalique, II, 176.
Rhodium, II, 57. — Son muriate, II, 58. — Analyse de ses mines, II, 429.
Rochelle (sel de la), II, 174. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 453.
Rosacique (acide), II, 285.

S.

Sable (bain de), I, 7-530.
Sabots, II, 346.
Saccolactique (acide), II, 287.
Safran (fleurs de), II, 220.
Safre, II, 120.
Salifiables (bases), I, 293.
Salifiant (principe), I, 293.
Salive, II, 303. — Ses propriétés, II, 303. — Ses parties composantes, II, 305.
Sang. Absorbe de l'oxigène, II, 294. — Son apparence, II, 294. — Sa coagulation, II, 295. — Son sérum, II, 295, Son caillot, II, 296. — Sa fibrine, II, 296. — Ses globules rouges, II, 296. — Action des gaz sur lui, II, 297. — Effets de la respiration sur le sang, II, 298. — Son action sur l'air au travers de la peau, II, 298. — Son emploi dans l'économie animale, II, 298.
Saturation, I, 21-32-68.
Savon, II, 179. — Sa dissolution dans l'alcool, employée comme réactif, II, 374.
Schéele (vert de), II, 118.
Sebacique (acide), II, 288.
Secrétions animales, II, 303.
Sédatif (sel). Voyez *Acide boracique.*
Seignette (sel de), II, 174. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 453.
Sel commun. Voyez *Muriate de soude.* — D'oseille, II, 158. — Esprit de sel. Voyez *Acide muriatique.* — Division des sels, I, 293. — Terminaison des sels, I, 294. — Leur examen, II, 390. — Leur solubilité dans l'eau, II, 58.

— Dans l'alcool, II, 234-584.—Leur composition, II, 586. — Qui ne peuvent exister ensemble, II, 588. — Neutres, I, 294.

Séparateur, I, 14.

Sérosité, II, 295.

Serum, II, 295.

Silice. Tentatives pour la décomposer, I, 280. — Moyen de l'obtenir, I, 277. — Ses propriétés, I, 278.

Silicé alcali, I, 279.

Silicium, I, 281.

Similor, II, 73.

Sodium, I, 350, II, 641. — Moyen de le préparer, I, 243. — Ses propriétés, I, 244. — Son sulfure, I, 253. — Son amalgame, I, 253. — Sa nature, II, 517.

Soie. Gaz acide sulfureux la blanchit, I, 355. — Ses propriétés, II, 349. — Moyens d'enlever les taches sur la soie, II, 509.

Solaires (phosphores), I, 134-362.

Solides (expansion des) par la chaleur I, 83. — Absorbent de la chaleur en devenant liquides, I, 108. — Leurs points de fusion, II, 564. —Point de volatilisation de quelques solides, II, 565. — Leur expansion par la chaleur, II, 573.

Solution, I, 19-194. — Expériences sur la solution, I, 62. — Effet d'une grande division des corps, I, 63. — Produit généralement du froid, I, 114. — Il se dégage quelquefois de la chaleur pendant la solution, I, 194.

Soude (préparation de), I, 234. — Ses propriétés, I, 235. — Son analyse, I, 235. — Ses parties composantes, I, 236.— N'est jamais libre d'eau, I, 235. — Son carbonate, I, 320. — Son sous - carbonate, I, 320; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 446. — Son sulfate, I, 359; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 449.

Soude (sulfite de), I, 373. — Son sulfure hydroguré, I, 386. — Son nitrate, I, 427. — Son muriate, I, 455. — Décomposé par les oxides de plomb, II, 104. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 451. — Son sur-oxi-muriate, I, 486. — Son phosphate, I, 498.— Employé comme réactif, II, 373. — Son borate, II, 507; moyen de s'assurer de sa pureté, II, 454. — Son oxalate, II, 157. — Son sur-

oxalate, II, 158. — Son citrate, II, 168. — Son acétate, II, 251. — Son succinate, employé comme réactif, II, 371.

Soudure du fer, II, 40.

Soufre, I, 342.—Ses composés, I, 342.—Ses propriétés, I, 342. — Ses préparations pour prendre des impressions, I, 343. — Sa combinaison avec l'alcool, I, 343. — Contient de l'hydrogène, I, 344. — Contient de l'oxigène, I, 345. — Ses combinaisons avec les alcalis, I, 377. — Son phosphure, I, 492. — Sa combinaison avec les métaux, II, 21. — Son baume, II, 181. — Sa nature, II, 523. — Hydroguré, I, 386.

Soupe portative, II, 259.

Source, II, 377.

Sous-borate de soude, I, 510, II, 455.

Sous-carbonate d'ammoniaque, I, 321.—De chaux, I, 328. —De magnésie, I, 332.—De potasse, I, 316.— De soude, I, 320.

Sous-muriate de cuivre, II, 72. — De mercure, II, 55.

Sous-nitrate de mercure, II, 53. — D'argent, II, 44.

Sous-sulfate de cuivre, II, 69. — D'étain, II, 95.

Soutiens de la combustion (acides), I, 292.

Spath calcaire, I, 364. — Pesant, I, 361.

Spéciès métallique, II, 2.

Spécifique (pesanteur). Voyez *Pesanteur spécifique.*

Spermacéti, II, 282.

Strontiane, I, 272. Son analyse, I, 273.—Ses propriétés, I, 272. — Sa base, I, 273. — Son carbonate, I, 325. — Son sulfate, I, 360. — Son nitrate, I, 429.—Son muriate I, 449. — Son sur-oxi-muriate, I, 488. — Ses oxalate, et sur-oxalate, II, 159. — Son acétate, II, 252. — Son emploi comme réactif, II, 363.

Strontium, I, 273.

Subérique (acide). Moyen de l'obtenir, II, 216.

Sublimation, I, 343.

Sublimé corrosif, II, 54.

Succinate d'ammoniaque, employé comme réactif, II, 372.

— de fer, II, 85. — De soude employé comme réactif, II, 371.

Succinique (Acide), II, 187. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 444.

Sucre, II, 151. — Sa préparation, II, 152. — Obtenu de divers végétaux, II, 152. — Ses propriétés, II, 154. — Animal, II, 180. — De plomb, II, 103.

Suif, II, 288.

Sulfate d'alumine, I, 368. — D'ammoniaque, I, 360. — Ammoniaco-magnésien, I, 368. — D'antimoine, II, 112. — D'argent, II, 43. — De barite, I, 360. — De bismuth, II, 109. — De chaux, I, 364. — De cuivre, II, 68. — D'étain, II, 95. — De fer, II, 76. — De glucine, I, 372. — De magnésie, I, 366. — De mercure, II, 61. — De plomb, II, 102. — De potasse, I, 357. — De soude, I, 359. — De strontiane, I, 364. — D'yttria, I, 372. — De zinc, II, 106. — De zircone, I, 372.

Sulfate d'ammoniaque, II, 449. — De potasse, II, 450.

Sulfites. Moyen de les obtenir, I, 373. — Leurs propriétés, I, 374.

Sulfure de potassium, I, 247. — De sodium, I, 253. — De chaux, I, 377. — De cuivre, II, 72. — De fer, II, 86. — De plomb, II, 104. — D'antimoine, II, 111. — D'arsenic, II, 118. — De manganèse, II, 127. — De molybdène, II, 128.

Sulfuré (Alcool), I, 346.

Sulfuré (Hydrogène). Se combine avec les oxides, II, 25. — Avec les métaux, II, 26. — Employé comme réactif du plomb, II, 436. — Quantité de gaz hydrogène sulfuré absorbée par l'eau, I, 192. — Moyen de l'obtenir, I, 379. — Ses propriétés, I, 379. — Forme des hydrosulfures avec les alcalis et les terres, I, 381.

Sulfures alcalins. Moyen de les préparer, I, 377. — Leurs propriétés générales, I, 378. — Existent seulement à l'état sec, I, 386. — Métalliques, II, 21. — De mercure, II, 56.

Sulfureuses (Eaux), I, 380.

Sulfureux (Formation de l'acide), I, 354. — Ses propriétés, I, 354. — Ses parties composantes, I, 357. — Ses réactifs, II, 375.

Sulfurique (Acide), I, 347. — Ses parties composantes, I, 348. — Sa purification, I, 351. — Sa décomposition, I, 352. — Chaleur et lumière dégagées lorsqu'on le mêle avec la magnésie, I, 366. — Sa fabrication, I, 421. — Elastique dans son état de pureté, I, 516. — Son emploi comme réactif, II, 359. — Ses réactifs, II, 359. — Traitement des personnes qui en ont avalé, II, 439. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 439. — Glacial, I, 355. — Quantité d'acide sulfurique réel dans les acides de diverses densités, II, 560.

Sumac, II, 200.

Sur-acétate de plomb, II, 103.

Sur-oxalate de potasse, II, 158. — De soude, II, 158.

Sur-oxi-muriate de potasse, I, 462.

Sur-sulfate de mercure, II, 52. — De potasse, I, 358.

Sur-sulfure de fer, II, 87. — De plomb, II, 104.

Sur-sulfuré (Hydrogène), I, 385.

Sur-tartrate de potasse, II, 173. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 453.

Sympathie (Encre de), II, 123.

Synovie, II, 322.

T.

Tables de comparaison des poids et mesures d'Angleterre aux poids et mesures de France, II; 601.

Taches. Moyens de les enlever, II, 507.

Tannate de fer, II, 82.

Tannin, 202.

Tantale, identique avec le colombium, II, 137.

Tartarique (Acide). Moyen de l'obtenir, II, 169. — Ses propriétés, II, 171. — Peut être converti en acide oxalique et acétique, II, 172. — Son analyse, II, 173. — Ses combinaisons, II, 173. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 444.

Tartrate de potasse, II, 173. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 453. — De soude, II, 174. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 453. — D'étain, II, 97.

Tartre (Crème de), II, 173.

Teinture (Art de la), II, 196.

Tellure, II, 114. — Analyse de ses mines, II, 423. — Composé d'hydrogène et de tellure, II, 521. — Son alliage avec le potassium, II, 521.

Telluré (Gaz hydrogène, II, 521.

Température (Influence de la) sur l'affinité chimique, I, 46. — Ce que c'est, I, 73. — Moyen de la mesurer, I, 75. — Ses changemens produits par la solution, I, 113.

Ténacité de différens métaux, II, 5.

Tendons, II, 345.

Terrains (Analyse des), II, 484. — Stériles, II, 502. — Fertiles, II, 503. — Propres aux racines bulbeuses et aux arbres, II, 504. — Appareil pour leur analyse, II, 506.

Terre du Japon, II, 203.

Terres, I, 265.—Composés des bases métalliques des terres avec l'oxigène, I, 266. — Dissoutes par l'acide carbonique.—Leurs réactifs, II, 361. —Leur examen, II, 393. — Moyen de les séparer, II, 393.

Thérébentine (Huile de) convertie en une espèce de camphre, II, 183.

Thermomètres (différens). Leur concordance, II, 563-614.

Tinckal, I, 518.

Tissu muqueux, II, 347.

Titane, II, 133. — Analyse de ses mines, II, 423.

Toile. Moyen d'en enlever les taches, II, 507. — Sa teinture, II, 197.

Tombac, II, 73.

Tourbe, II, 223.

Tube de sureté, I, 10.

Tubes droits et recourbés, I, 524.

Tungstate de chaux, II, 131.

Tungstène. Moyen de l'obtenir, II, 131.—Ses propriétés, II, 132. — Ses oxides, II, 132. — Analyse de ses mines, II, 423.

Tungstique (Acide). Moyen de l'obtenir, II, 132. — Ses propriétés, II, 132.

Turbith minéral, II, 52. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 462.

Turméric employé en peinture, II, 200. — Papier teint avec le turméric, employé comme réactif, II, 356.

Ulmine, II, 225.

Urane, II, 130. — analyse de ses mines, II, 423.

Urée. Moyen de l'obtenir, II, 275. — Ses propriétés, II, 276. — Altère la forme de quelques muriates, II, 278. — Ses élémens, II, 279.

Urine (Sucre trouvé dans l'), II, 281. — Ses calculs, II, 331. — Sédiment briqueté formé dans l'urine, II, 285. — Son analyse, II, 324. — Sa putréfaction, II, 324. — Ses changemens dans les maladies, II, 330. — De différens animaux, II, 331.

Urique (Acide), II, 284.

V.

Vapeur, calorique (Cause de la), I, 114. — Se forme au fond de l'eau, I, 115. — A la même température que l'eau bouillante, I, 115. — Sa chaleur latente, I, 122. — Sa pesanteur spécifique, I, 121. — Des poids égaux de vapeurs contiennent des quantités égales de chaleur, I, 125. — Employée à chauffer les corps, I, 126. — Sa force à différentes températures, II, 568.

Végétal (Extrait), II, 144.

Végétales (Substances), II, 140. — Leur résultat de décomposition spontanée, II, 227. — Leur accroissement affecté par l'acide carbonique, I, 313. — Leurs principes immédiats, II, 143.

Vent (Fourneau à), I, 3-528.

Vermillon, II, 56.

Vernis, II, 186.

Verre. Comment on le prépare, I, 279. — Décomposé par l'acide fluorique, I, 511. — Moyen de le graver, I, 511. — Teint en bleu par le safre, II, 124. — Son expansion

par la chaleur, II, 573. — D'antimoine, II, 111. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 456.

Vert-de-gris, II, 71. — Moyen de s'assurer de sa pureté, II, 464.

Vert de Scheele, II, 116.

Vie. Soutenue par le gaz oxigène, I, 100.

Vif-argent. Voyez *Mercure*.

Vin. Réactifs pour démontrer la présence du plomb dans le vin, II, 438. — Son huile, II, 239. — Moyen d'enlever ses taches, II, 509.

Vinaigre, II, 247. — Sa purification, II, 247. — Distillé. Voyez *Acide acéteux*. — Radical. Voyez *Acide acétique*.

Vineuse (fermentation), II, 227.

Violettes (sirop de), employé comme réactif, II, 290. — Moyen de reconnoître s'il est naturel, II, 356. — Sa saumure, II, 357. *Note*.

Vitriol blanc. Voyez *Sulfate de cuivre*. — Vert. Voyez *Sulfate de fer*. — Blanc. Voyez *Sulfate de zinc*.

Volta (eudiomètre de), I, 139-521. — Pile de Volta, I, 199.

Welter (tube de), I, 10.

Wolfram, II, 131.

Woulf (appareil de), I, 9-522.

Y.

Yttria, I, 287. — Moyen de l'obtenir, I, 287. — Ses propriétés, I, 288. — Son carbonate, I, 333. — Son sulfate, I, 372. — Son nitrate, I, 433. — Son muriate, I, 453.

Z.

Zinc, II, 105. — Ses alliages, II, 108. — Ses oxides, II, 105; moyen de s'assurer de leur pureté, II, 463. — Sa solution dans le gaz hydrogène, II, 106. — Son sulfate, II, 106. — Son nitrate, II, 107. — Son muriate,

II, 107. — Son acétate, II, 107. — Oxidé, est dissous par les alcalis, II, 107. — Son oxide sulfuré, II, 108. —Son hydro-sulfure, II, 108.— Son phosphure, II, 108. — Analyse de ses mines, II, 419.

Zircone. Tentative pour la décomposer, I, 285. — Moyen de l'obtenir, I, 284. — Ses propriétés, I, 284. — Son carbonate, I, 333. — Son sulfate, I, 372. — Son nitrate, I, 432. — Son muriate, I, 452.

Zirconium, I, 285.

Zoonique (acide), II, 293.

FIN DE LA TABLE.







